La Química es una ciencia experimental-central que, estudia a la materia en lo que concierne a su naturaleza, estructura interna, propiedades, constitución cualitativa y cuantitativa; así como, los cambios energéticos que acompañan a las transformaciones en las que interviene a través de las reacciones químicas.

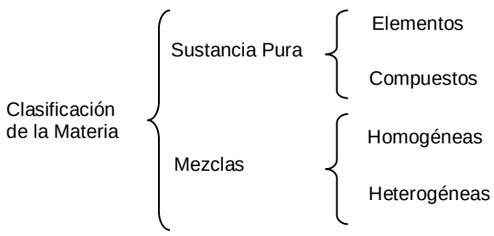
Materia

Al igual que el tiempo y el espacio, no es posible definir a la materia mediante conceptos sencillos o corrientes; es más sencillo, describirla a través de las propiedades que son comunes a todos los cuerpos materiales.

Por lo que, tomando ello como un punto de vista válido, podemos señalar que:

Materia es todo aquello que existe en el universo, susceptible a ser percibido por ser una realidad objetiva independiente de nuestros sentidos; se encuentra en constante movimiento y transformación mediante fenómenos físicos y químicos principalmente.

La materia podemos clasificarla de la siguiente forma:



Sustancia Pura

Es una porción de materia que se distingue por presentar una composición definida o constante y bajo condiciones determinadas (temperatura, presión, etc), manifestar propiedades distintivas o intrínsecas uniformes en toda su extensión; las sustancias puras están constituidas por una misma clase de unidades estructurales; pueden ser simples, denominándose elementos, o pueden ser compuestos.

- **Elementos**

  Los elementos químicos, son aquellas sustancias conformadas por una sola clase de átomos; a partir de ellas y por procedimientos químicos no es posible obtener otras más sencillas; se les denomina también sustancias elementales.

  Ej. Cobre (Cu de *cuprum*), sodio (Na de *natrium*), oro (Au de *aurum*), hierro (Fe de *ferrum*), etc.

- **Compuestos**

  Los compuestos son aquellas sustancias puras que se obtienen a través de la combinación o reacción química de elementos diferentes en proporciones en masa definidas o constantes; están formadas por una sola clase de unidades estructurales.

  Ej. Dióxido de carbono (CO_2), agua (H_2O), ácido nítrico (HNO_3), metano (CH_4), etanol (C_2H_5OH), etc.

Mezclas

Es la reunión de dos o más sustancias simples o compuestas en proporciones múltiples o variables; sus propiedades dependen de la composición de la mezcla y de las propiedades de las sustancias puras que la conforman, las cuales mantienen su identidad.

Para la separación de los componentes de una mezcla se pueden utilizar procedimientos físicos: mecánicos, térmicos, eléctricos, etc.; debido a que cada componente mantiene sus propiedades particulares.

Ej. Tamizado, filtración, centrifugación, destilación simple o fraccionada, levigación, cromatografía, etc.

Las mezclas, según el grado de dispersión de sus componentes; se clasifican en:

- **Homogéneas**

  Denominadas también soluciones; consisten es una reunión de dos o más componentes, donde sólo se aprecia un solo aspecto en cada punto presentan una sola fase; en ella sus propiedades y composición son las mismas en toda su extensión; a simple vista no se pueden distinguir sus componentes.

  Ej. Aleaciones: Latón (Cu – Zn, 33 → 50 %); bronce (Cu – Sn, 3 → 20 %).

  Pólvora: KNO_3 75 %, C 15 %, S 10%.

Acero

Pólvora

- **Heterogéneas**

  Es la porción de materia en la cual los componentes individuales permanecen físicamente separados por superficies definidas, a través de las cuales, las propiedades cambian bruscamente, no es completamente uniforme y la constituyen partes que son físicamente distintas.

  Ej. Aceite-agua; Granito (cuarzo: SiO_2; mica y feldespato: silicatos Al, Fe, Ca, Mg y metales alcalinos).

Agua – aceite

Granito

Propiedades

El ordenamiento y las interrelaciones de las partes que conforman la materia, constituyen la base de su estructura y ésta, a su vez, determina sus propiedades y cualidades.

La materia presenta una serie de características denominadas:

- **Propiedades generales**

  Son magnitudes físicas que son comunes a todos los cuerpos; no permiten identificar y por ende diferenciar a un cuerpo de otro; entre estas propiedades podemos señalar a la: masa, volumen o extensión, porosidad, inercia, impenetrabilidad, indestructibilidad, divisibilidad, etc.

- **Propiedades específicas o particulares**

  Son características que difieren de una sustancia a otra y que permiten conocer e identificar de qué está constituido un cuerpo; entre estas podemos mencionar a la: densidad, dureza, tenacidad, fragilidad, maleabilidad, ductilidad, elasticidad, color, calor latente de fusión o evaporación, etc.

Además, las propiedades de la materia de manera general se pueden clasificar en físicas y químicas

- **Propiedades físicas**

  Son todas aquellas características medibles de las sustancias que pueden afectar directa o indirectamente nuestros sentidos y nos permiten describir el aspecto de una sustancia sin alterar su estructura, composición interna o molecular; si estas propiedades son características de un cuerpo determinado se denominan:

  a) Propiedades intensivas: Tal como el color, olor, sabor, brillo, dureza, maleabilidad, ductilidad, temperatura de ebullición, energía de ionización etc.; el valor medido de una propiedad intensiva no depende de cuánta materia se considere, su valor es constante a ciertas condiciones en la que se efectúa la determinación.

  b) Propiedades extensivas*:* Tal como el peso, volumen, tamaño, presión de un gas, calor ganado o perdido, etc., el valor medido de una propiedad extensiva depende de la cantidad de materia examinada.

- **Propiedades químicas**

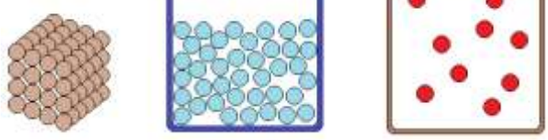
  Son aquellas características de la materia, que definen la capacidad de las sustancias para formar otras nuevas y se ponen de manifiesto cuando los cuerpos cambian su identidad básica, transformándose en otros distintos a través de una reacción química, por ejemplo, la combustión de la gasolina, reactividad frente al agua, oxígeno, un ácido, etc.

  Existen propiedades que pueden cambiar en una misma muestra, tal como la presión, temperatura, estado de reposo o de movimiento, etc. a ellas se les designa como *condiciones*.

  Al tipo de proceso mediante el cual la identidad química de la materia se modifica, se les llama *reacciones químicas.*

Estados de la materia

Todas las sustancias se presentan en uno de los tres estados fundamentales de la materia: sólido, líquido o gaseoso:



Sólido
Fc > Fr

Líquido
Fc ≈ Fr

Gaseoso
Fc < Fr

Fc = Fuerza de cohesión o atracción intermolecular.
Fr = Fuerza de repulsión intermolecular.

- **Estado sólido**

  En el estado sólido, la materia se encuentra conformando cuerpos compactos debido a que las fuerzas de cohesión de sus unidades constitutivas son mayores que las fuerzas de repulsión de las mismas; esta condición hace que los cuerpos sólidos sean rígidos, con forma y volumen propios.

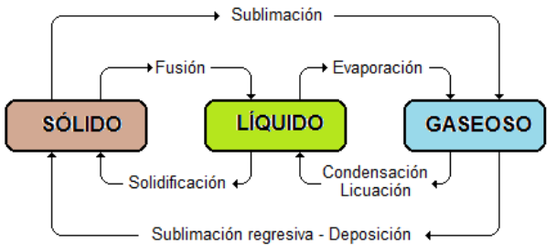
- **Estado líquido**

  Es un estado intermedio entre el estado sólido y el gaseoso, en los líquidos sus unidades estructurales poseen cierta movilidad; pero aún existen fuerzas de atracción considerables las cuales no permiten la existencia de grandes espacios libres entre las partículas que lo conforman; debido a esta situación estructural de los líquidos, éstos son incompresibles, poseen volumen constante, no tienen forma definida, fluyen fácilmente, se difunden y evaporan a cualquier temperatura.

- **Estado gaseoso**

  Es un estado fundamental de la materia donde las unidades constitutivas están dotadas de una alta energía cinética; en él, las fuerzas de cohesión son mucho menores que las fuerzas de repulsión; los

gases son menos densos que los líquidos y sólidos, ocupan todo el recipiente que lo contiene, pueden expandirse hasta el infinito y se comprimen con facilidad.



La materia puede existir también en otros estados adicionales los mismos que no son más que la derivación de los anteriores; por ejemplo, el *estado de plasmático* que es, una extensión del estado gaseoso.

Cuando un gas se somete a elevadas temperaturas (10 000 °C o más), la energía cinética de las moléculas que constituyen el gas aumenta al punto que todas se disocian en átomos, estos se ionizan y se obtiene entonces un conjunto de partículas: iones, electrones y protones; ocasionando la formación de un nuevo estado de la materia denominado: *plasma.*

El plasma es el estado de la materia más abundante en la naturaleza; la mayor parte de la materia en el Universo visible se encuentra en estado de plasma; artificialmente se puede obtener plasma de cualquier elemento en un equipo denominado plasmatrón.

El *cambio* puede considerarse como toda variación física o química que presenta un material respecto a un estado inicial y un estado final del mismo; a saber, existen dos tipos de cambios: físicos y químicos.

a) Cambios físicos: Son aquellos cambios que ocurren sin que la materia sufra una alteración en su composición química o naturaleza, por ejemplo: se cambia la forma, el tamaño, el estado de movimiento o el estado de agregación.

b) Cambios químicos: Estos cambios conllevan una modificación en la composición de la naturaleza de la materia, el proceso se denomina *reacción química* a través de la cual una cantidad de material llamado *reactivo*, se transforma en un material distinto denominado *producto*, en estos procesos pueden influir diversos factores tales como la luz, presión, u otras sustancias reactivas.

Ej.

$$2\ C_4H_{10} + 13\ O_2 \rightarrow 8\ CO_2 + 10\ H_2O$$

$$H_2SO_4 + Zn \rightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

Energía

La energía es un concepto muy empleado en el estudio de la Química, aun cuando representa un concepto bastante abstracto; frecuentemente se le define como:

Capacidad de realizar un trabajo, transferir calor o producir un cambio.

En la Química, los efectos de la energía que revisten interés son los que implican cambios físicos o químicos; se conocen varios tipos de energía, a saber: mecánica: cinética y potencial, eléctrica, térmica o calorífica, química, magnética, nuclear, radiante, etc.

La relación entre masa y energía da lugar a que, la Ley de la Conservación de la Materia dada por Lavoisier:

La materia no puede crearse ni destruirse, sólo transformarse de una forma a otra

Y la Ley de la Conservación de la Energía enunciada por Meyer-Joule.

La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma de una forma a otra

No sean leyes independientes, sino que deban reunirse en una Ley única de la conservación de la masa-energía:

La materia y la energía en el universo pueden transformarse mutuamente, pero la suma total de ambas permanece constante, es decir, no puede aumentar ni disminuir (A. Einstein).

A. Einstein (1905) luego de numerosos estudios teóricos, logró relacionar la materia y la energía señalando que son de la misma esencia; estas predicciones fueron posteriormente comprobadas experimentalmente por Otto Hahn (1939); la ecuación que relaciona la materia y la energía es la siguiente:

$$E = mc^2$$

E = energía (Joule; ergio)
m = masa (kg; g)
c = velocidad de la luz
(3×10^8 m/s = 3×10^{10} cm/s)

En forma estricta, la ecuación de Einstein no establece que la materia pueda convertirse en energía y viceversa; sino que a una pérdida de masa le corresponde una liberación de energía, es decir, la energía y la masa perdidas son ganadas por alguna otra materia en el Universo.

Combinación y Mezclas

En Química la palabra *combinación* significa unión íntima de dos o más sustancias a partir de las cuales se pueden obtener otras diferentes; en otras palabras, es un sinónimo de *reacción química*; los componentes producto de la combinación no se pueden separar por procedimientos mecánicos, sino que es necesario aplicar métodos físicos muy energéticos en los cuales intervienen factores tales como: electricidad, calor, etc.

Las *mezclas* son operaciones contrarias a las combinaciones; una mezcla es la reunión de una o varias sustancias simples o compuestas en proporciones múltiples o variables, en las cuales todas sus propiedades permanecen constantes.

Masa Relativista

La Mecánica Clásica, necesita una modificación antes que pueda estar de acuerdo con la *Teoría Relativista*,

modificación que sólo afecta en modo esencial a las Leyes para movimientos rápidos y cuerpos extremadamente pequeños, para los cuales la velocidad v, no sea demasiado pequeña respecto a la de la luz.

Movimientos de tal rapidez, nos lo ha ofrecido la experiencia únicamente en el caso de electrones o iones; para otros movimientos, las diferencias con las Leyes de la Mecánica Clásica son demasiado pequeñas para ser prácticamente apreciables experimentalmente.

De acuerdo con la *Teoría de la Relatividad* de A. Einstein, una de las consecuencias es que, la masa (m) de una partícula en movimiento es mayor que su masa en reposo (m_o).

$$m = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

m = masa en movimiento
m_o = masa en reposo
v = velocidad del cuerpo
c = velocidad de la luz

Para $v = 0$ $m = m_o$

Para $c > v > 0$ $m > m_o$

Para $c = v$ $m \rightarrow \infty$

Para $c < v$ $m \rightarrow$ Valor imaginario

Únicamente a velocidades próximas a la de la luz, es significativa la diferencia entre m y m_o y en el caso de que llegase a ser igual a ésta, la masa de la partícula se haría infinita grande, por consiguiente, será siempre: $0 < v < c$, por más grande que pudiera ser la energía consumida para imprimir una aceleración hasta este punto.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Respecto a los conceptos de materia, indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:

   I. La materia es todo aquello que posee masa, ocupa un lugar en el espacio, impresiona nuestros sentidos.
   II. La energía es la forma más sutil de materia.
   III. La cantidad de materia y energía en el universo es constante.

   Analizando:

   I. Verdadero

   Materia es todo aquello que existe en el universo, se caracteriza por:
   Posee masa: contiene unidades discretas (partículas)
   Ocupa un lugar en el espacio: posee extensión.
   Es susceptible a ser percibido por ser una realidad objetiva independiente de nuestros sentidos.
   Se encuentra en constante movimiento y transformación mediante fenómenos físicos y químicos principalmente.

   II. Verdadero

   La energía denominada, materia insustancial es su forma más sutil de existencia.

   III. Verdadero

   La ley de la conservación de la materia y energía, establece que: La cantidad total de materia y energía en el universo es constante.

2. Identifique correctamente como sustancia o mezcla lo siguiente:

   I. Agua oxigenada.
   II. Oro de 24 quilates.
   III. $HNO_{3(aq)}$
   IV. Ozono

   Analizando:

   Sustancia: Ozono O_3; variedad del elemento oxígeno.

   Oro de 24 quilates; el oro puro es de 24K, es decir, posee un 100% de oro y un 0% de otros metales.

   Mezcla: Agua oxigenada (H_2O y H_2O_2)

   HNO_3 acuoso (HNO_3 y H_2O)

3. ¿Qué propiedad de las siguientes sustancias es química?

   A) El punto de ebullición del agua.
   B) El color del bromo es, café-rojizo.
   C) La acción blanqueadora de la lejía.
   D) El estado líquido del mercurio.
   E) La tensión superficial del agua.

   Analizando:

   La propiedad química, es la que obedece a cambios no reversibles. La acción blanqueadora de la lejía.

   Rpta: C

4. ¿Cuántos miligramos de una sustancia radiactiva deben transformarse para producir $2,25 \times 10^{19}$ ergios de energía?

   Dato:

   $E = 2,25 \times 10^{19}$ ergios
   $c = 3 \times 10^8$ m/s

   Solución:

Calcular la cantidad de materia que se transformó en energía.

$$E = mc^2$$

$$m = \frac{E}{c^2} = \frac{2{,}25 \times 10^{19}\ \text{erg}}{\left(3{,}0 \times 10^{10}\ \text{cm/s}\right)^2} = 0{,}025\ \text{g}$$

Luego la masa de la sustancia radiactiva desintegrada fue de 25 mg.

5. Cuando una partícula cósmica alcanza una velocidad v en m/s, su masa en reposo se duplica.

Calcular el valor de v.

$c = 3 \times 10^8$ m/s

Solución:

$m_o = x$
$m = 2x$

$$m = \frac{m_o}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

$$2x = \frac{x}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}} \qquad 2 = \frac{1}{\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2}}$$

$$\sqrt{1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2} = \frac{1}{2} \qquad 1 - \left(\frac{v}{c}\right)^2 = \frac{1}{4}$$

$$\left(\frac{v}{c}\right)^2 = \frac{3}{4} \qquad v = \sqrt{\frac{3}{4}}\, c$$

$$v = 2{,}598 \times 10^8\ \text{m/s}$$

Luego la velocidad de la partícula cósmica será:

$2{,}598 \times 10^8$ m/s

El modelo actual del átomo es del tipo matemático-probabilístico, el cual es utilizado para explicar el comportamiento de la materia; de acuerdo con ello, el átomo debe considerarse como un sistema energético y dinámico en equilibrio, en donde se encuentran aproximadamente más de 200 partículas subatómicas.

Teoría atómica de Dalton

J. Dalton (1808), luego de estudiar los escritos de Leucipo y Demócrito representantes de la Escuela Atomística Griega, quienes sostenían, que la división de la materia era finita; Dalton propuso la primera Teoría Atómica con base científica, la cual permitió hallar explicaciones satisfactorias a las Leyes de la Conservación de la Materia (Lavoisier 1789) así como a las Leyes Ponderales de Combinación Química.

Los siguientes, son cinco de los principales postulados de la Teoría Atómica Moderna de Dalton:

1. Los elementos están constituidos por partículas muy pequeñas denominadas átomos, consistentes en partículas materiales separadas e indestructibles.

2. Los átomos de un mismo elemento son iguales en masa y en todas las demás cualidades.

3. Los átomos de los distintos elementos tienen distintas propiedades (incluyendo diferentes masas).

4. En una reacción química ordinaria, ningún átomo de ningún elemento desaparece o cambia en otro átomo o en otro elemento; los átomos no pueden ser creados ni destruidos mediante reacciones químicas.

5. Los compuestos se forman por la unión de átomos de los correspondientes elementos en una relación numérica constante y sencilla. En general, estos números relativos se pueden expresar como números enteros o como fracciones simples.

Constituyentes principales del átomo

Los átomos presentan tres clases de partículas fundamentales estables: electrones, protones y neutrones; existen también otras partículas inestables cuyos periodos de vida son breves, entre estas tenemos a los: mesones, piones, hiperones, leptones, muones, etc.

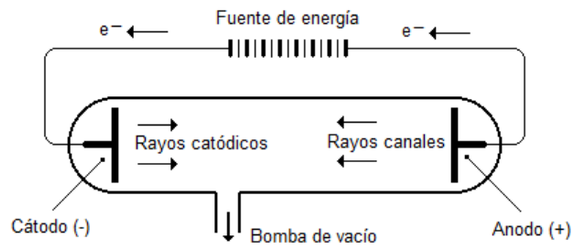
a) Electrones

J.J. Thomson (1897) para expresar un modelo atómico diferenciado de la clásica y sencilla esfera sólida propuesta por Dalton, se basó en las observaciones efectuadas en un Tubo de descarga de gases (Tubo de Crookes) con producción de rayos catódicos; demostró que, los rayos catódicos estaban constituidos por partículas cargadas negativamente, a las que a propuesta de J. Stoney (1891) denominó electrones.

Basado en sus conocimientos acerca de los efectos de las fuerzas eléctricas y magnéticas sobre una partícula cargada negativamente, determinó en un tubo de descarga modificado, la relación carga y masa de los electrones, cuyo valor es de:

$$\frac{q_{e^-}}{m_{e^-}} = 1{,}76 \times 10^8 \ \frac{\text{coulomb}}{\text{gramo}}$$

Tubo de descargas eléctricas a baja presión



Debido a que los rayos catódicos son independientes del tipo de material que constituyen los cátodos, del gas analizado o la naturaleza de la fuente de electricidad, Thomson dedujo que los electrones son componentes básicos de toda la materia.

Posteriormente se efectuaron experimentos adicionales para determinar el valor de la masa o carga de los electrones, ello con el propósito de poder calcular el otro valor de la relación e/m.

R.A. Millikan (1909) a través del experimento de la *Gota de aceite*, determinó la carga del electrón midiendo el efecto de un campo eléctrico sobre la velocidad con que partículas de aceite cargadas caían por el efecto de la gravedad.

Millikan descubrió que la carga ejercida sobre las gotas de aceite siempre eran un múltiplo entero de: $1{,}602 \times 10^{-19}$ coulomb, lo cual le permite deducir la carga de los electrones y le posibilitó además sugerir que los átomos poseen números integrales de electrones.

A partir de estos datos, es posible calcular la masa del electrón combinando los valores encontrados por Millikan con los de Thomson.

$$\text{masa del electron} = \frac{\text{carga}}{\text{carga/masa}}$$

$$\text{masa del electron} = 9{,}09 \times 10^{-28}\ \text{g}$$

b) Protones

E. Goldstein (1886), luego de observar los fenómenos de luminosidad producidos detrás del cátodo, los cuales eran indicativo de que también existían partículas positivas; ello debido a que los rayos catódicos al chocar con los átomos del gas enrarecido en el tubo de rayos catódicos, los excitaban y les hacían ceder sus propios electrones quedando de esta manera cargados positivamente mediante el siguiente procedimiento:

$$\text{átomo} \rightarrow \text{catión (+)} + e^-$$

$$X \rightarrow X^+ + e^-$$

Estos rayos positivos o iones positivos, denominados rayos canales; varían de acuerdo a la naturaleza del gas residual presente en el tubo de descarga de gases; es decir, cada elemento químico en estado gaseoso genera un catión distinto al ionizarse; por ello la relación carga-masa es diferente.

La regularidad de estos valores indujo al concepto de que existe una unidad de carga positiva que reside en el protón.

Al inicio de la primera década de 1900, dos hechos relativos a los átomos habían quedado claros:

- Contienen electrones.
- Son eléctricamente neutros.

En razón a lo último cada átomo para mantener su neutralidad deberá poseer igual número de cargas positivas y negativas.

E. Rutherford (1910) quien había estudiado en Cambridge bajo la dirección de Thomson, repitió este experimento en tubos de descargas eléctricas cuyo cátodo era un disco perforado.

Si el gas enrarecido es el hidrógeno se produce el siguiente fenómeno:

$$e^- + {}_1H \rightarrow {}_1H^+ + 2\,e^-$$

La partícula resultante tiene una masa igual a la unidad y como carga una unidad de carga positiva (+1) a la cual Rutherford denominó protón; la masa del protón es 1839 veces mayor que la del electrón.

$$\frac{\text{masa del proton}}{\text{masa del electron}} = \frac{1{,}672 \times 10^{-24}\text{g}}{9{,}09 \times 10^{-28}\text{g}} = 1839$$

c) Neutrones

J. Chadwick (1932) al bombardear placas de berilio (Be) con partículas α $\left({}_2^4He^{2+}\right)$, demostró la existencia del neutrón como partícula constituyente del núcleo atómico.

El berilio emitía un tipo de radiación altamente energética, estudios y experimentos posteriores demostraron que la radiación emitida estaba constituida por partículas eléctricamente neutras, con masa ligeramente mayor a la de los protones y número másico igual a 1, Chadwick denominó a estas partículas neutrones.

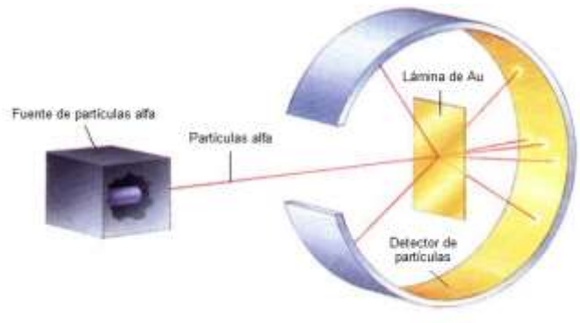
$${}_4^9Be + \alpha \left({}_2^4He^{2+}\right) \rightarrow {}_6^{12}C + {}_0^1n\ (\text{neutrón})$$

El átomo nuclear

E. Rutherford (1910), y sus colaboradores llevaron a cabo una serie de experimentos que permitió modificar el modelo atómico de Thomson, quien concebía al átomo como una nube de electrificación positiva en la cual se hallaban insertados los electrones cargados negativamente.

J. Geiger y E. Marsden realizaron algunas pruebas consistentes en bombardear láminas muy delgadas de oro (10^{-5} cm de espesor) con partículas α $\left({}_2^4He^{2+}\right)$, procedentes de una fuente radiactiva; como se esperaba observaron que casi todas las partículas α atravesaban la lámina metálica con poca o ninguna deflexión; sin embargo, sólo muy pocas se desviaron en ángulos superiores a los 10º, incluso algunas fueron rechazadas en la misma dirección de la cual provenían; ángulos de 90º o más.

Experimento de Rutherford sobre la dispersión de las partículas alfa



En 1911 Rutherford, explicó estas observaciones, postulando la teoría de que toda la carga positiva y el mayor porcentaje de la masa del átomo (≈ 99,99 %) se encuentra en una pequeña región extremadamente

densa conocida con el nombre de núcleo atómico; por lo tanto, los átomos están constituidos en su mayoría por espacio vacío, teniendo el núcleo tan sólo un diámetro aproximadamente igual al 0,01 % del diámetro total del átomo.

Propiedades nucleares

Las partículas subatómicas son útiles para entender mejor las propiedades de los átomos; asimismo, es posible identificar a los átomos por el número de protones y neutrones que contienen.

- **Número atómico (Z)**

  Determinado por Moseley (1914) luego de muchos experimentos consistentes en generar rayos X, disparando un haz de electrones altamente energéticos contra blancos metálicos utilizados como ánodos en un tubo de rayos catódicos.

  El análisis de los espectros de los rayos X generados reveló, que las líneas correspondientes se desplazaban a longitudes de onda más cortas al incrementar el peso atómico del material empleado como ánodo; Moseley propuso que las líneas espectrales podían correlacionarse mejor con el número atómico.

  El número atómico permite actualmente identificar al elemento químico y está determinado por el número de protones de un átomo.

  Número atómico (Z) = número de protones.

- **Número másico (A)**

  Determina el número total de nucleones (protones + neutrones) que posee un átomo. A excepción del hidrógeno que en su forma más común posee un protón y ningún neutrón, todos los núcleos atómicos, contienen ambos, protones y neutrones.

  Número másico (A) = número de protones + número de neutrones

  número de masa → A
  número atomico → Z X

Tipos de átomos

- **Isótopos (Hílidos)**: (iso = igual ; topo = lugar)

  Son átomos de un mismo elemento químico que tienen igual número atómico; pero diferente número de masa y diferente número de neutrones.

  Todos los elementos químicos poseen isótopos; tal es el caso del estaño del que se conoce entre isótopos naturales y artificiales un total de 28.

  Ej.

  $^{1}_{1}H$, $^{2}_{1}H$, $^{3}_{1}H$
  $^{12}_{6}C$, $^{13}_{6}C$, $^{14}_{6}C$

- **Isóbaros**: (iso = igual ; baro = masa)

  Son átomos de diferentes elementos que teniendo distinto número atómico y distinto número de neutrones poseen igual número de masa.

  Ej.

  $^{40}_{18}Ar$, $^{40}_{19}K$, $^{40}_{20}Ca$
  $^{14}_{6}C$, $^{14}_{7}N$

- **Isótonos**: (iso = igual ; tono = extensión)

  Son átomos de elementos diferentes que poseen igual número de neutrones.

  Ej.

  $^{57}_{26}Fe_{31}$, $^{58}_{27}Co_{31}$, $^{59}_{28}Ni_{31}$, $^{60}_{29}Cu_{31}$

- **Isoelectrónicos**

  Son átomos o iones que poseen igual número de electrones en su estructura.

  Ej.

  $_{10}Ne^{0} = {}_{8}O^{2-} = {}_{9}F^{-} = {}_{12}Mg^{2+} = 10\ e^{-}$

- **Isodiáferos**

  Son átomos de elementos distintos que tienen el mismo exceso de neutrones con respecto a la cantidad de protones.

  Es decir, el mismo valor de A - Z - Z.

  $^{235}_{92}U_{143}$ 235 - 92 - 92 = 51

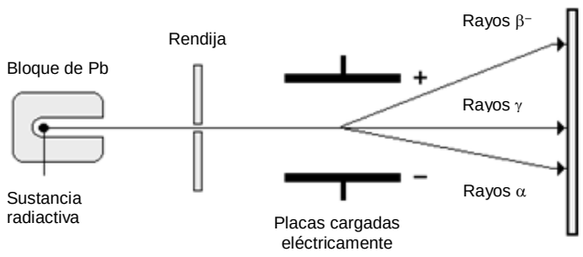
  $^{231}_{90}Th_{141}$ 231 - 90 - 90 = 51

Radiactividad

H. Becquerel (1896), mientras estudiaba los fenómenos de fluorescencia de sales de uranio tal como el sulfato doble de uranilo y potasio, $[K_2UO_2(SO_4)_2.2H_2O]$; descubrió accidentalmente el fenómeno de radiactividad; proceso mediante el cual, un núcleo inestable produce una reacción denominada descomposición o desintegración radiactiva; pudiendo ella ser natural o artificial.

Marie y Pierre Curie (1898), trabajando con pechblendas (minerales de óxido de uranio, U_3O_8), lograron aislar nuevos elementos (torio, polonio y radio) los cuales poseían una radiactividad de mayor intensa que el uranio.

Rutherford al efectuar estudios ulteriores de la radiactividad natural, comprobó que esta era de naturaleza compleja cuando era sometida a la influencia de campos eléctricos o magnéticos.



- **Desintegración alfa**, (α)

  Consiste en una emisión de partículas con carga positiva de +2 y masa de 4 en la escala de masa atómica; son comparativamente muy lentos (20 000 km/s) y con muy leve poder de penetración; pueden ser detenidos con un hoja de papel, estas partículas son idénticas a los núcleos de los átomos de helio ordinario $\left({}^{4}_{2}He^{2+}\right)$.

  Ley de Soddy – Fajans.- *Si un núcleo emite una partícula alfa, el nuevo núcleo* (*hijo*) *tiene un número de masa 4 unidades menos y un número atómico 2 unidades menos que el núcleo padre.*

$$ {}^{A}_{Z}E \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}X + {}^{4}_{2}He + \gamma $$

  Ej.

$$ {}^{238}_{92}U \rightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He\ (\alpha) + \gamma $$

- **Desintegración beta,** (β^-)

  Consiste en una emisión de partículas cargadas negativamente, -1, posee propiedades idénticas a las de los electrones; su velocidad es aproximadamente igual a la de la luz, su capacidad de penetración es de unas 100 veces superior a la de los rayos α.

  Cuando el núcleo del átomo de un elemento radiactivo emite una partícula β^-, el nuevo elemento originado no experimenta variación en su masa atómica; pero su número atómico aumenta en una unidad.

  Ley de Soddy – Fajans.- *Si un núcleo inestable emite una partícula beta negativa* (β^-)*, el núcleo tiene un número atómico mayor en una unidad y el número de masa igual, que el núcleo padre.*

$$ {}^{A}_{Z}E \rightarrow {}^{A}_{Z+1}X + \beta^- $$

  Ej.

$$ {}^{234}_{90}Th \rightarrow {}^{234}_{91}Pa + {}^{o}_{-1}e\ (\beta^-) $$

- **Emisiones gamma,** (γ)

  Son radiaciones electromagnéticas de longitud de onda muy corta al igual que los rayos X, ($\lambda < 10^{-11}$ m), que acompañan a una emisión de fotones de alta energía, $h\nu$; cuya energía es igual a la diferencia de energía entre el estado basal y el estado nuclear excitado.

  No produce ningún cambio en el número atómico o másico, razón por la que suele omitirse al escribir una reacción nuclear, su poder de penetración es de alrededor 1 000 veces más que la capacidad de penetración que los rayos α.

  Ej.

$$ \left({}^{137}_{56}Ba\right)^{*} \rightarrow {}^{137}_{56}Ba + \gamma\ (h\nu) $$

Tipos de reacciones nucleares

- **Fisión nuclear**

  La fisión nuclear conocida también escisión nuclear, es la división que sufre un núcleo atómico (números atómicos > 80 o número de masa > 200), para dar origen a núcleos más pequeños, de masa intermedia y uno o más neutrones, esto origina emisión de energía cuyo origen se halla en la energía de empaquetamiento del núcleo atómico, que es directamente proporcional a la disminución de la masa que se produce.

  Varios isótopos de los elementos pesados se fisionan si son bombardeados por neutrones de energía suficientemente alta; en la práctica, la atención se ha centrado particularmente en dos isótopos ${}^{235}_{92}U$, de ocurrencia natural y ${}^{239}_{94}Pu$, artificial; ambos pueden dividirse en fragmentos por neutrones de baja energía.

  Ej.

$$ {}^{235}_{92}U + {}^{1}_{o}n \rightarrow \left({}^{236}_{92}U\right) \rightarrow $$

$$ {}^{143}_{56}Ba + {}^{90}_{36}Kr + 3\,{}^{1}_{o}n + 4{,}6 \times 10^{12}\ \text{cal/mol} $$

- **Fusión nuclear**

  Se trata de unir núcleos ligeros para obtener un núcleo pesados y sólo es favorable para átomos ligeros, el objeto que se persigue es obtener energía a partir de las diferencias entre las

fuerzas de enlace de los núcleos en una reacción nuclear.

La energía que se puede obtener por fusión nuclear es considerablemente mayor que la que se obtiene por fisión de la misma masa de un elemento pesado. Este tipo de reacción nuclear está en gran parte exenta del problema de desechos nucleares

Ej.

$$^{2}_{1}H + {}^{2}_{1}H \rightarrow {}^{3}_{1}H + {}^{1}_{1}H + 6{,}3 \times 10^{-13}\ J/mol$$

$$^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{1}He + {}^{1}_{0}n + 2{,}8 \times 10^{-12}\ J/mol$$

Debido a que las reacciones de fusión nuclear sólo se llevan a cabo a muy altas temperaturas ($\geq 1 \times 10^6$ ºC generalmente), se les conoce como reacciones termonucleares.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Indique verdadero (V) o falso (F), según la teoría atómica de Dalton:

   ( ) El átomo es indivisible.
   ( ) Todos los átomos de un mismo elemento poseen la misma masa.
   ( ) En las reacciones químicas se la unión de átomos con intercambio de electrones.

   A) VFV
   B) VVV
   C) VVF
   D) FVV
   E) VFF

   Analizando:

   De acuerdo con el modelo atómico de Dalton (1808); el átomo es una esfera compacta invisible e indivisible.

   Verdadero: Consideró a la materia formada por diminutas esferas invivibles denominadas átomos.

   Falso: Los elementos químicos como el hidrógeno, oxígeno, etc., presentan átomos que son idénticos entre sí tanto en masa como en volumen.

   Falso: Mediante las reacciones químicas se forman los compuestos, pero no consideró la existencia de electrones, ya que el átomo no posee partes.

   Rpta: C

2. Respecto al modelo atómico de Rutherford, indique verdadero (V) o falso (F), según corresponda:

   ( ) Comprobó experimentalmente como se distribuían las partículas subatómicas en los átomos.
   ( ) Utilizó partículas α y β^- para bombardear láminas delgadas de diferentes metales.
   ( ) Su modelo no satisfacía los espectros atómicos obtenidos en ese entonces.

   A) FFV
   B) VFV
   C) VVF
   D) FFF
   E) VVV

   Analizando:

   Respecto al modelo atómico de Rutherford.

   Falso: La única partícula conocida hasta entonces era el electrón.

   Falso: En su famoso experimento de la lámina de oro se empleó sólo partículas alfa (α).

   Verdadero: Su modelo no lograba explicar la estabilidad atómica ni la producción de espectros.

   Rpta: A

3. El cobre en la naturaleza presenta dos isótopos: ^{63}Cu y ^{65}Cu.

   Si el isótopo más pesado en la naturaleza posee una abundancia de 35,6 %. ¿Cuál será la masa atómica aproximada relativa del cobre?

Isótopos	Abundancias relativas %
^{63}Cu	64,4
^{65}Cu	35,6

$$\text{Peso atómico (X)} \quad \frac{(\text{masa A x \% A}) + (\text{masa B x \% B})}{100}$$

$$\text{Peso atómico (Cu)} \quad \frac{(63 \times 64{,}4) + (65 \times 35{,}6)}{100}$$

   Rpta: 63,7 uma

4. Determine que elemento ha sufrido una desintegración α según la siguiente ecuación nuclear:

$$\text{.....} \rightarrow {}^{211}_{82}Pb + \alpha$$

A) ${}^{213}_{84}Po$

B) ${}^{215}_{84}Po$

C) ${}^{211}_{86}Rn$

D) ${}^{215}_{82}Pb$

E) ${}^{225}_{88}Ra$

Solución:

$${}^{a}_{b}X \rightarrow {}^{211}_{82}Pb + \alpha$$

a = 211 + 4 → a = 215

b = 82 + 2 → b = 84

Luego: ${}^{215}_{84}X$

Rpta: B

5. El estroncio-90 es uno de los productos de la fisión del uranio-235. Este isótopo del estroncio es radiactivo, y posee una vida media de 28,1 años.

Calcule:

¿Cuántos años tomará para que 1 g del isótopo se reduzca a 0,0625 g por decaimiento radiactivo?

$$\frac{m_i}{m_f} = 2^n$$

m_i = masa inicial
m_f = masa final
n = número de periodos de vida media

Solución:

m_i = 1 g
m_f = 0,'625 g
n = ?

$$\frac{1\ g}{0{,}0625\ g} = 16 = 2^4$$

Tiempo transcurrido = 4 x 28,1 años

= 112,4 años

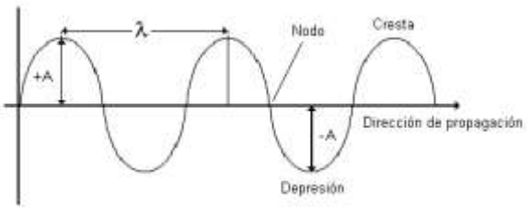
Rpta. 112,4 años

Los modelos atómicos descritos anteriormente, no explican las distintas propiedades químicas de los elementos, ni el por qué se produce un enlace químico; para mejorar la comprensión de este hecho, es necesario en primer término, conocer más acerca del ordenamiento de los electrones en los átomos; las teorías acerca de estos ordenamientos se basan en gran parte, en el estudio de las radiaciones electromagnéticas que son emitidas o absorbidas por los átomos.

Radiaciones electromagnéticas

Son una forma de energía con características de onda, que se mueve en el vacío a una velocidad de 3 x 108 m/s, su movimiento está asociado con cambios periódicos en los campos eléctricos y magnéticos.

Radiación electromagnética



- **Longitud de onda** (λ)

  La distancia entre puntos idénticos en ondas sucesivas se denomina longitud de onda (λ, lambda), también se mide como la distancia entre dos nodos alternos:

  Unidades: Ángstrom (Å); m, cm., nm, etc.
  1 Å = 10^{-8} cm. = 10^{-10} m
  1 nm = 10 Å

- **Frecuencia** (ν)

  Al número de ondas (oscilaciones completas o ciclos), que pasa a través de un punto específico en un segundo se le denomina frecuencia (ν , nu)

  Unidades: Hertz (Hz).

$$Hz = \frac{\text{ciclos}}{s} = \frac{1}{s} = s^{-}$$

- **Velocidad** (v)

  Nos indica la rapidez con la que se desplaza la onda. Las radiaciones electromagnéticas, en el vacío, viajan a la velocidad de la luz.

  Para cualquier onda que viaja con cierta velocidad (v), la longitud de onda y la frecuencia se relacionan de la siguiente forma:

$$v = \lambda\nu$$

Teoría Cuántica

La Mecánica Cuántica describe con mayor precisión el comportamiento de partículas muy pequeñas como los electrones, dado que se basa en las propiedades ondulatorias de la materia. Una consecuencia de estas propiedades es la cuantización de la energía.

Postulados de la Teoría Cuántica:

1. Los átomos y las moléculas sólo pueden existir en determinados estados de energía, en cada uno de estos estados, el átomo o la molécula tienen energías definidas; cuando cambian de estado energético, deben absorber o emitir la cantidad exacta de energía para ir a dicho estado.

2. Cuando los átomos o moléculas absorben o emiten luz en el proceso de cambiar sus estados energéticos, la longitud de onda (λ)de la luz está relacionada con el cambio de energía a través de la ecuación:

$$\Delta E\ (E_1 - E_2) = h\nu = \frac{hc}{\lambda}$$

   h = Constante de Planck: 6,63 x 10^{-27} erg s
   6,63 x 10^{-34} J.s
   c = Velocidad de la luz: 3 x 10^{10} cm s^{-1}
   3 x 10^{8} m s^{-1}
   ν = Frecuencia, s^{-1} (H_Z = Hertz)
   λ = Longitud de onda

3. Los estados permitidos de energía de átomos o moléculas se pueden describir por un conjunto de números conocidos como números cuánticos.

Efecto fotoeléctrico

Este fenómeno fue descubierto accidentalmente por H. Hertz (1887), en él ciertos metales, bajo la influencia de una radiación electromagnética con frecuencia mínima, denominada frecuencia de umbral, emiten fotoelectrones desde su superficie.

P. Lenard discípulo de Hertz encontró que el número de fotoelectrones emitidos no depende de la energía de la radiación incidente sino de la intensidad (o brillantez) de la misma; por lo que independientemente de cuán intensa es la radiación, por debajo de la frecuencia de umbral no se emiten electrones.

A. Einstein utilizando la Teoría Cuántica propuesta por Planck, sugirió que no se debía pensar en las radiaciones electromagnéticas sólo en términos de onda, sino también como en un rayo de partículas, llamados fotones; estableció que un fotón, cuya

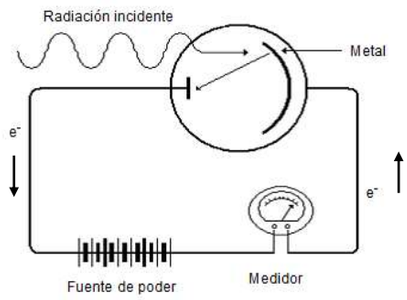
energía es hν, penetraba en el material fotoeléctrico e interaccionaba con el electrón menos sujeto de la sustancia, al cual le transfería toda su energía. Si la energía es igual o mayor a la cantidad que se requiere para liberar al electrón, éste puede escapar y unirse a la corriente fotoeléctrica con una determinada energía cinética.

En consecuencia, tenemos que:

Energía del fotón (hν) = energía de escape (p) + energía cinética ($\frac{1}{2}mv^2$)

Entonces quedó demostrado que la radiación electromagnética posee propiedades corpuscular o propiedad de partícula (propiedad mecánica).

Efecto fotoeléctrico



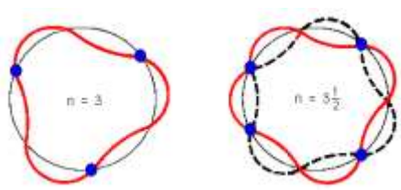
Naturaleza ondulatoria del electrón

L. D'Broglie (1925) sugirió que, en circunstancias adecuadas, partículas muy pequeñas como los electrones pueden tener propiedades ondulatorias:

> *Los cuerpos materiales que viajan a una cierta velocidad poseen propiedades* (carácter dual): *propiedad de partícula* (propiedad mecánica) *y propiedad de onda* (ondas de materia).

Predijo que una partícula con masa m y velocidad v tiene una longitud de onda, λ asociada a ella; onda que posee diferentes características a las ondas electromagnéticas conocidas: no se propagan en el vacío y, nunca llegan a adquirir la velocidad de la luz.

Ondas estacionarias del electrón que produce una órbita estable y una órbita inestable



La correspondiente expresión matemática puede ser deducida relacionando: λ, m y v:

Para ondas electromagnéticas, que también poseen dos propiedades (onda-partícula) tenemos:

Según Einstein: $E = mc^2$

Según Planck: $E = \frac{h\,c}{\lambda}$

Igualando ambas expresiones:

$$mc^2 = \frac{hc}{\lambda} \quad \rightarrow \quad \lambda = \frac{h}{mc}$$

Para ondas de materia, la velocidad es **v**, entonces tenemos: $\lambda = \frac{h}{m.v}$

Esta onda asociada al electrón debe ser una onda estacionaria, es decir, no debe interferir consigo misma y en consecuencia destruir su órbita alrededor del núcleo atómico; C. Davisson y L.H. Germer (1927) demostraron experimentalmente que un haz de electrones tenía propiedades ondulatorias ya que experimentaban el fenómeno de difracción que es propio de las ondas cuando atravesaban un cristal de níquel como medio de difracción.

N. Bohr propuso el *Principio de Complementariedad*, según el cual, la propiedad dual (onda-partícula) nunca se presenta en forma simultánea en un determinado fenómeno.

Principio de Incertidumbre de Heisenberg

Este principio fue propuesto en 1927 por W. Heisenberg, el cual establece que:

> *Es imposible determinar en forma simultánea la posición* (x) *y el momento cinético* (p, definido como el producto de la masa por la velocidad, mv) *del electrón*

Como los electrones son tan pequeños y se mueven con tal rapidez, su movimiento sólo puede ser detectado mediante radiaciones electromagnéticas de corta longitud de onda.

Los fotones altamente energéticos de estas radiaciones interaccionan con los electrones que tienen aproximadamente las mismas energías que éstos, ello perturbará en forma considerable el movimiento de estos últimos haciendo incierto su momento cinético

Debido a lo anterior debemos hacer una aproximación estadística y hablar de la probabilidad de encontrar al electrón en determinadas regiones del espacio; la relación entre la incertidumbre de la posición (Δx) y la incertidumbre del momento (Δp) se representa matemáticamente mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta p.\Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

Δp = Incertidumbre o error en la medida del momento.

Δx = Incertidumbre o error en la medida de la posición
h = Constante de Planck.

A partir del Principio de Incertidumbre de Heisenberg, la idea de orbitas definidas en que giran los electrones queda descartada; este concepto permite hoy enunciar las ideas fundamentales de la Mecánica Cuántica.

Modelo atómico de Bohr

N. Bohr (1913) abandonando las consideraciones que la Física Clásica tenían del átomo, desarrolló una teoría que permitió explicar con mucho éxito el espectro del átomo de hidrógeno; la misma se sustentó en la Teoría Cuántica.

Postulados de la Teoría del átomo de Hidrógeno de Bohr

1. El átomo de hidrógeno posee un núcleo que contiene un protón y alrededor del cual gira un electrón en órbitas circulares, de tal manera que la fuerza eléctrica (coulombica) que genera el núcleo se balancea con la fuerza centrípeta del electrón.

$$F_{eléctrica} = F_{centrípeta}$$

2. Los electrones sólo giran en aquellas órbitas donde su momento angular (mvr) es un múltiplo entero y positivo de $\frac{h}{2\pi}$.

$$mvr = n\left(\frac{h}{2\pi}\right)$$

3. Mientras el electrón permanece en una determinada órbita, no absorbe ni irradia energía, es decir, que la energía permanece constante:

$$E_{total} = E_{cinética} + E_{potencial} = \text{constante}$$

4. Si un electrón se traslada de una órbita a otra, entonces debe absorber o emitir una cierta cantidad de energía, equivalente a la diferencia de energías entre las dos órbitas:

$$E_{final} - E_{inicial} = h\nu$$

Números Cuánticos

E. Schrödinger (1926), propuso una ecuación de onda que le permitió calcular con exactitud los niveles de energía del átomo de hidrógeno, así como describir el comportamiento del electrón; la aplicación de esta ecuación en átomos y moléculas más complejas obliga a efectuar suposiciones de simplificación para hallar su solución.

$$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2\psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi m}{h^2}(E - V)\psi = 0$$

x, y, z, representan los ejes coordenados en el espacio tridimensional

ψ : Función de onda del electrón
δ : Símbolo de derivada parcial
m : Masa del electrón
V : Energía potencial del electrón
E : Energía total de un electrón
$\frac{\delta^2\psi}{\delta x^2}$: Se lee, segunda derivada parcial de la función de onda respecto al eje 'x'

Cada solución de la ecuación de onda de Schrödinger; se describe mediante un conjunto de tres números cuánticos n, ℓ y m_ℓ ; estos números establecen el estado de un electrón, fijando su energía y la función ondulatoria.

P. Dirac (1928) teniendo en cuenta los efectos de la relatividad, reformuló la mecánica cuántica electrónica sugiriendo un cuarto número cuántico, m_s.

- **Número Cuántico Principal** (n)

  Determina el volumen efectivo de la REEMPE (**R**egión **E**spacio **E**nergética de **M**anifestación **P**robabilística **E**lectrónica), es decir relaciona la distancia promedio que existe entre el electrón y el núcleo atómico; determina el nivel energético principal al cual pertenece el electrón.

  Este número toma sólo valores enteros y positivos:

  n = 1, 2, 3, 4..... (pero no cero)

  En un átomo, los electrones que tienen el mismo valor de n se mueven más o menos en la misma región y se dice que están en el mismo nivel o capa. A mayor valor de n, mayor es la distancia promedio de un electrón en el orbital con respecto al núcleo y en consecuencia mayor (y menos estable) es el orbital.

  El número máximo de electrones que existe en cada nivel n se determina por la fórmula:

  nº máximo de electrones = $2n^2$

- **Número Cuántico Secundario** (ℓ)

  Denominado también azimutal o de momento angular; determina el contorno geométrico general de la nube electrónica asociada con el electrón, además del momento angular, correspondiendo a valores más altos de ℓ a un momento angular mayor.

  El número cuántico ℓ de un electrón indica el subnivel o subcapa y está relacionado con el número cuántico n de un electrón en ese estado; para un valor de n, ℓ está limitado a los valores:

ℓ	0	1	2	3	4	n – 1
Nombre del orbital	s	p	d	f	g	……

El número de orbitales por subnivel es igual:

$$2\ell + 1$$

El número máximo de electrones que existe en cada subnivel se obtiene mediante la fórmula:

$$\text{nº máximo de electrones} = 2(2\ell + 1)$$

Subniveles	Denominación espectroscópica	Valores de 'ℓ'	Forma de los orbitales
s	sharp	0	esférica
p	principal	1	dilobular
d	diffuse (difuso)	2	tetralobular
f	fundamental	3	compleja

- **Número Cuántico Magnético** (m_ℓ)

  Este número está asociado con la orientación espacial de la nube electrónica respecto a una dirección dada, que suele tener el átomo debido a un fuerte campo magnético.

  En cada subnivel, m_ℓ puede tomar valores integrales desde:

  $$-\ell\ ,\ (-\ell + 1) \ldots 0 \ldots (+\ell - 1)\ ,\ +\ell$$

  En general, dentro de un subnivel dado de un número cuántico $\underline{\ell}$ habrá $2\underline{\ell} + 1$ orbitales.

  Cada uno de estos $2\underline{\ell} + 1$ orbitales tendrán la misma energía fundamentalmente.

- **Número Cuántico Spin** (m_s)

  Este número cuántico está asociado al giro del electrón alrededor de sí mismo y a la orientación del campo magnético que éste produce; los valores que puede adoptar son: $+\frac{1}{2}$ o $-\frac{1}{2}$

  $$m_s = \pm\frac{1}{2}$$

  Este número cuántico no guarda relación con los números cuánticos obtenidos al resolver la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno $\underline{n}$, $\underline{\ell}$ y $\underline{m_\ell}$; este número cuántico fue introducido para compatibilizar aspectos teóricos desarrollados con resultados experimentales obtenidos.

Principio de exclusión de Pauli

W. Pauli (1925), al estudiar el carácter magnético de los electrones, propuso una regla que restringía la cantidad de electrones en un subnivel, esta regla conocida como el Principio de exclusión de Pauli establece que:

> *En un átomo no pueden existir dos electrones con los cuatro números cuánticos idénticos*

Esto implica la no presencia de más de dos electrones en un orbital, esto es, $s = +\frac{1}{2}$ y $-\frac{1}{2}$ para los dos electrones.

Configuración electrónica

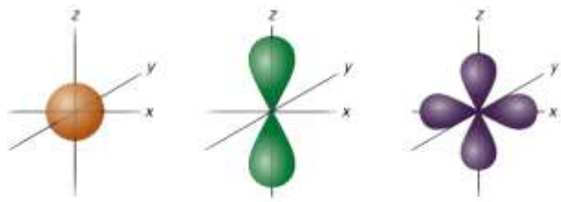
Con la ayuda de los conceptos de niveles y subniveles es posible desarrollar la estructura electrónica de los elementos; a este proceso se le conoce con el nombre de Aufbau (construcción), este proceso se basa en tres principios importantes, que determinan a que subniveles se asignarán los electrones para ello es conveniente adoptar una notación abreviada para designar las estructuras electrónicas.

Los electrones de un determinado subnivel se designan como $n\ell^x$, en donde $\underline{n}$ es el número cuántico principal, $\underline{\ell}$ es la designación de los subniveles en función de las letras: s, p, d, f… etc., que corresponden a los números cuánticos de los subniveles respectivos $\ell = 0, 1, 2, 3, \ldots$, y $\underline{x}$ es el número de electrones que existen en el subnivel correspondiente.

Los electrones se asignarán a los subniveles disponibles en el orden creciente de sus energías.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s\ldots\ldots$$

Orientación parcial de los orbitales $\underline{s}$ y $\underline{p}$



s p d

La distribución de electrones está de acuerdo a la energía de cada orbital, pero en este caso sólo consideraremos una energía relativa que se obtiene sumando los dos primeros números cuánticos del orbital $(n + \ell)$.

Por lo común el subnivel de menor energía es la que tiene el valor $(n + \ell)$ menor. Si existen dos subniveles que dan el mismo valor $(n + \ell)$, la de menor energía es la que tiene menor valor de $\underline{n}$.

$$E_R = n + \ell$$

Ej.

Elemento	Configuración electrónica
$_{1}H$	$1s^1$
$_{2}He$	$1s^2$
$_{3}Li$	$1s^2\ 2s^1$
$_{5}B$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^1$
$_{6}C$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$
$_{20}Ca$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
$_{21}Sc$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^1$
$_{30}Zn$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
$_{36}Kr$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}4p^6$

Con el fin de abreviar la escritura de las configuraciones, se acostumbra indicar entre corchetes [ ], el gas noble que le antecede al elemento y a continuación se indica la configuración electrónica más externa de los electrones del átomo, aquellos que resultan responsables del comportamiento químico del elemento.

Ej.

Elemento	Forma abreviada
$_{3}Li$	$[_{2}He]\ 2s^1$
$_{10}Ne$	$[_{2}He]\ 2s^2\ 2p^6$
$_{12}Mg$	$[_{10}Ne]\ 3s^2$
$_{17}Cl$	$[_{10}Ne]\ 3s^2\ 3p^5$
$_{20}Ca$	$[_{18}Ar]\ 4s^2$
$_{35}Br$	$[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$

Diagrama de orbital
(Regla de Hund o de multiplicidad máxima)

En ciertos casos, es necesario señalar como se asignan los electrones dentro de los orbitales; para ello debe hacerse uso de los diagramas de orbitales.
En un diagrama de orbital se utilizan flechas para indicar el giro del electrón; un electrón con $m_s = +\frac{1}{2}$ se indica por (↑) mientras que el electrón con giro opuesto $m_s = -\frac{1}{2}$ se indica por (↓).

La Regla de Hund de multiplicidad máxima se aplica cuando se debe decidir cómo disponer los electrones en los orbitales degenerados (orbitales de energías equivalentes); esta regla establece que:

> *El orden de llenado en un subnivel es aquel en el que hay el máximo de orbitales semillenos*

Un ejemplo de esta regla es la configuración de nitrógeno $_{7}N$, que es:

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^3 \qquad [_{2}He]\ 2s^2\ 2p^3$$

$$1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1$$

1s	2s	2p		
(↑↓)	(↑↓)	(↑)	(↑)	(↑)

Paramagnetismo y diamagnetismo

Se sabe que toda carga eléctrica en movimiento, genera un campo magnético; por lo tanto, el electrón se comporta como un pequeño electroimán creando un campo magnético como consecuencia de su giro (spin).

Por esta razón una sustancia que posea electrones sin aparear, será atraída por un campo magnético; esta propiedad se denomina *paramagnetismo* y su intensidad o momento magnético (μ), está determinada por el número de orbitales no apareados que posea en su configuración electrónica y se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$\mu = \sqrt{D\,(D + 2)}$$

μ = Momento magnético
D = Número de electrones desapareados

Cuando dos electrones se aparean en un mismo orbital, los campos magnéticos generados se anulan; por lo tanto, aquellas sustancias en las cuales sus electrones se encuentran apareados, serán repelidas si se sitúan dentro de un campo magnético a ellas se les denomina *diamagnéticas*.

Cuando un átomo neutro pierde electrones transformándose en un catión lo hace perdiendo sus electrones del nivel más externo, y no los electrones de mayor energía relativa.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿Cuantos electrones posee el subnivel más energético en la configuración electrónica del Zinc $^{65}_{30}Zn$?

   A) 2
   B) 6
   C) 10
   D) 18

E) 12

Solución:

Para el $^{65}_{30}Zn$, el número de electrones es 30.

La configuración electrónica es:

$$[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}$$

El subnivel más energético es el último, es el 3d en el que se ubican 10 electrones según la configuración electrónica.

Rpta: C

2. ¿Cuántos electrones posee el último nivel en la configuración electrónica del Bromo $^{80}_{35}Br$?

A) 5
B) 6
C) 7
D) 8
E) 10

Solución:

Para el $^{80}_{35}Br$, la configuración electrónica es:

$$[_{18}Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^5$$

El último nivel es el cuarto (n = 4) en la configuración electrónicas presenta:

$$4s^2\ 4p^5$$

El número de electrones en el cuarto nivel es:

$$2 + 5 = 7$$

Rpta: C

3. Indicar el número de subniveles llenos para la configuración del Estaño $_{50}Sn$.

A) 10
B) 11
C) 12
D) 13
E) 14

Solución:

Un subnivel está lleno, cuando posee el máximo número de electrones en él.

$$s^2\ ;\ p^6\ ;\ d^{10}\ ;\ f^{14}$$

Entonces se realiza la configuración electrónica completa del $_{50}Sn$.

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^2$$

Número de subniveles llenos = 10

Rpta: A

4. La función trabajo utilizada para desprender un fotoelectrón de una placa metálica es de: $8{,}0 \times 10^{-18}$ Joule.

¿Cuál es la longitud de onda crítica en Armstrong Å, que proporciona fotones de esta energía?

A) 249 Å
B) 124 Å
C) 350 Å
D) 428 Å
E) 642 Å

Solución:

La energía de escape (p) es la mínima energía necesaria para arrancar un electrón del metal.

Se calcula por la siguiente ecuación:

$$p = h\ \nu_o$$

Donde ν_o es la frecuencia de umbral crítica:

$$p = h\ \frac{c}{\lambda_o}$$

$$\lambda_o = \frac{h\ c}{p}$$

$$\lambda_o = \frac{\left(6{,}63 \times 10^{-34}\ J\ s\right)\left(3 \times 10^{8}\ m.s^{-1}\right)}{8 \times 10^{-18}\ J}$$

$$\lambda_o = 2{,}49 \times 10^{-8}\ cm\ \left(\frac{1\ Å}{10^{-10}\ m}\right)$$

$$\lambda_o = 249\ Å$$

Rpta: A

5. Indique en forma ordenada si las siguientes proposiciones referente a la Teoría Atómica de la Mecánica Ondulatoria son verdaderas (V) o falsas (F), respectivamente:

( ) Los números cuánticos n y ℓ determinan un orbital.
( ) El número cuántico ℓ determina el tamaño del orbital.
( ) La región del espacio de forma esférica en donde existe la probabilidad de encontrar al electrón, corresponde al orbital s.

( ) El número cuántico n puede tomar los valores: 0 , 1 , 2 , 3 , ….. ∞

A) FFVV
B) FVVV
C) VFVF
D) FFFV
E) FFVF

Solución:

(F) Un orbital se determina con los tres números cuánticos: $\underline{n}$, $\underline{\ell}$, $\underline{m_\ell}$.
(F) El tamaño del orbital lo determina el número cuántico principal $\underline{n}$.
(V) El orbital $\underline{s}$ tiene forma esférica.
(F) El número cuántico $\underline{n}$ puede tomar valores: 1 , 2 , 3 , ….. ∞

Luego la alternativa E es la correcta.

Rpta: E

TABLA PERIÓDICA

Uno de los logros más importantes de la Química, después del descubrimiento del átomo, fue la identificación y clasificación de los elementos; así como, la determinación del lugar que ocuparían en la Tabla Periódica.

La identificación de toda la serie de elementos naturales y el estudio de todas sus propiedades, ha demandado muchos años de intensa labor; en la actualidad la investigación en este campo se ha centrado en la producción artificial de nuevos elementos; todo ello ha conducido a buscar una clasificación de los elementos no sólo con el objeto de facilitar su conocimiento y su descripción sistemática en función de sus analogías y diferencias; sino, para promover direcciones de nuevas investigaciones que puedan conducir a mayores avances en el conocimiento de la materia.

Clasificación Periódica Moderna

H. Moseley (1913) observó como resultado de sus experimentos que, cuando electrones de alta energía se enfocaban sobre las estructuras de cualquiera de los 42 elementos sólidos utilizados como blanco, se generaban rayos X; notándose que las frecuencias de los rayos X emitidos por los elementos se podían correlacionar a través de la ecuación:

$$\sqrt{\nu} = a\,(Z - b)$$

donde ν es la frecuencia de los rayos X emitidos, a y b son constantes para todos los elementos.

Una gráfica de $\sqrt{\nu}$ contra Z da lugar a una línea recta; así a partir de las mediciones de la frecuencia y en consecuencia $\sqrt{\nu}$ de los rayos X emitidos, se puede determinar el número atómico del elemento a partir de la gráfica, el mismo que es el factor que guía la actual clasificación moderna de los elementos.

> *Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos (Z); es decir, varían en forma sistemática o periódica con la carga nuclear.*

Es decir, los elementos están ordenados en función creciente de sus números atómicos; la Tabla Periódica actual fue diseñada por J. Werner y es una modificación de la propuesta por Mendeleiev.

Distribución electrónica y el Sistema Periódico

La Tabla Periódica actual posee siete (07) filas horizontales denominadas *períodos*; la extensión de los diferentes períodos varía de 2 a 32 elementos.

Las columnas verticales se conocen como *grupos* o *familias*, a cada una de las cuales se les ha asignado un número; actualmente ha sido recomendada por la *Comisión on Nomenclature of Inorganic Chemistry*, CNIC y la *Internacional Union of Pure and Applied Chemistry*, IUPAC, el uso de la tabla con 18 columnas, en 1989 la IUPAC recomendó emplear la numeración arábiga para las 18 columnas, pero por costumbre en la actualidad se emplea la notación romana propuesta por Deming en 1923, no existiendo a la fecha consenso en cuanto al sistema de numeración a utilizarse.

El hecho indiscutible de que los elementos de un mismo grupo poseen propiedades químicas y físicas semejantes, sugiere la idea de que sus estructuras atómicas sean muy similares; si se desea relacionar las configuraciones electrónicas de los elementos con su ubicación en la Tabla Periódica se puede afirmar que los átomos de los elementos de un grupo cualquiera del sistema periódico, tienen todas las mismas configuraciones electrónicas en la capa más externa.

Estructura de la Tabla Periódica

- Elementos representativos

  Son todos los elementos de los grupos A, donde los electrones externos o electrones de valencia ocupan un orbital s o p, sus propiedades dependen de estos orbitales.

  (n es el número del período en el que está situado el elemento).

Grupo A	Nombre	Configuración electrónica externa
I	Metales alcalinos (excepto el H)	ns^1
II	Metales alcalino térreos	ns^2
III	Térreos o boroides	$ns^2\,np^1$
IV	Carbonoides	$ns^2\,np^2$
V	Nitrogenoides	$ns^2\,np^3$
VI	Anfígenos o calcógenos	$ns^2\,np^4$
VII	Halógenos	$ns^2\,np^5$

Gases nobles

Son elementos que pertenecen al grupo VIII A o 18; con excepción del helio ($1s^2$), todos poseen una configuración de ocho electrones en el nivel de energía superior (ns^2np^6). Aparentemente esta configuración (octeto electrónico) confiere a los

elementos que la poseen, cierta inactividad química.

- Elementos de transición

Son todos los elementos de los grupos B, se caracterizan por tener su último electrón en el subnivel d, excepto los elementos del grupo IIB (zinc, cadmio y mercurio), en los que sus últimos electrones se encuentran en el subnivel s; el considerarlos en su estudio junto con los metales de transición d, se debe a que sus propiedades químicas son similares con ellos.

Primera serie de transición: $_{21}Sc \rightarrow {}_{29}Cu$

Segunda serie de transición: $_{39}Y \rightarrow {}_{47}Ag$

Tercera serie de transición: $_{57}La$ y $_{72}Hf \rightarrow {}_{79}Au$

Cuarta serie de transición (incompleta):

$_{89}Ac$ y elementos del 104 al 111

Grupo B	Configuración electrónica externa	Nombre
III	$ns^2\ (n-1)d^1$	Familia del escandio
IV	$ns^2\ (n-1)d^2$	Familia del titanio
V	$ns^2\ (n-1)d^3$	Familia del vanadio
VI	$ns^1\ (n-1)d^5$	Familia del cromo
VII	$ns^2\ (n-1)d^5$	Familia del manganeso
VIII	$ns^2\ (n-1)d^6$	Elementos ferromagnéticos (familia del Fe, Co y Ni)
	$ns^2\ (n-1)d^7$	
	$ns^2\ (n-1)d^8$	
I	$ns^1\ (n-1)d^{10}$	Familia del cobre (metales de acuñación)
II	$ns^2\ (n-1)d^{10}$	Familia del Zinc (elementos puente)

- Elementos de transición interna

Se les conoce como elementos de transición f, debido a que los electrones externos se adicionan en el subnivel f; todos son metales y se localizan entre los grupos IIIB y IVB y son:

Primera serie de transición interna (lantánidos, lantanoides):

Poseen propiedades semejantes al lantano.

$_{57}La \rightarrow {}_{71}Lu$ la subcapa 4f se está llenando.

Segunda serie de transición interna (actínidos, actinoides):

Poseen propiedades semejantes al actinio.

$_{89}Ac \rightarrow {}_{103}Lr$ la subcapa 5f se está llenando.

Propiedades Periódicas

La clasificación periódica actual muestra variaciones regulares de muchas propiedades físicas tales como: temperatura de fusión, temperatura de ebullición, radios atómicos, etc.; el conocimiento de éstas y otras propiedades, facilitan el conocimiento de las fuerzas que mantienen unidos a los átomos cuando ellos forman los compuestos.

En este punto se considerará las propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad; sólo que antes de estudiar estas propiedades, se analizará el concepto de carga nuclear efectiva, la cual es de gran utilidad para una mejor comprensión de estas propiedades.

- Carga nuclear efectiva

El concepto de carga nuclear efectiva es muy útil al analizar las propiedades de los átomos poli electrónicos; considérese el átomo de helio ($_2He$), la carga nuclear del helio es +2 pero la fuerza total de esta carga +2 es parcialmente disminuida por las repulsiones mutuas de los dos electrones 1s; en otras palabras, en lo que al electrón se refiere, la carga nuclear parece ser menor de +2; por esta razón se dice que, cada electrón 1s está *protegido* del núcleo por otro electrón 1s y la carga nuclear efectiva, $Z_{efec.}$, está determinada por:

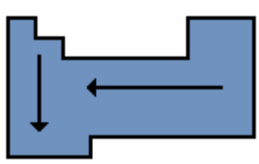
$$Z_{efec} = Z - \sigma$$

Donde Z es la carga nuclear real y σ (sigma) se denomina: *Constante de apantallamiento*.

- Radio atómico

El radio atómico es una medida del tamaño del átomo; debido a que la nube electrónica que rodea al núcleo no posee una superficie exactamente definida, el concepto de tamaño atómico es algo impreciso y dependerá fundamentalmente de sus interacciones con los átomos circundantes.

Para poder determinar los radios atómicos; arbitrariamente se puede dividir los valores experimentales de distancias internucleares de átomos enlazados químicamente; si el enlace es covalente, el radio se denomina *radio covalente*; si aquél es iónico, el radio es un *radio iónico*.



La dirección de las flechas indica un incremento.

El radio atómico disminuye cuando se recorre un mismo período de izquierda a derecha.

Esta tendencia se explica en términos de la llamada *carga nuclear efectiva*; mediante la cual al incrementarse la carga nuclear y añadirse electrones al mismo nivel de energía principal, surge una mayor fuerza de atracción del núcleo atómico hacia la nube electrónica más cercana a él.

Al descender por un mismo grupo, el radio atómico aumenta.

Debido a que los electrones periféricos se adicionan cada vez sobre niveles de energía principal superiores.

El radio iónico se define en forma análoga al radio atómico, pero en átomos ionizados; por lo tanto, nos proporciona el tamaño relativo de los iones; para determinar el radio iónico se considera posiciones adecuadas en la estructura cristalina de un sólido iónico.

- Energía o potencial de ionización

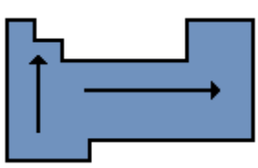
Se define a la energía de ionización (E.I.) como al cambio de energía mínimo (ΔE) necesaria para remover el electrón más externo de un átomo gaseoso y en consecuencia formar un ion con carga positiva; este proceso es endotérmico porque absorbe energía.

$$M_{(g)} + E.I. \rightarrow M^{+}_{(g)} + e^{-}$$

La energía de ionización de los átomos posee valores que guardan una relación inversa con sus radios atómicos y se constituye en una medida de la fuerza con que los átomos mantienen unidos a sus electrones al núcleo.

Se ha observado en átomos polielectrónicos que, para retirar sucesivamente electrones, es necesario aplicar energías mayores que para la etapa precedente, este aumento es debido a que, a medida que aumenta la carga positiva nuclear, los electrones se encuentran más fijos al núcleo.

La energía de ionización aumenta a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha en el sistema periódico y a medida que subimos en un mismo grupo



La dirección de las flechas indica un incremento.

Ej.

Potenciales sucesivos de ionización (kJ/mol)

$$Mg_{(g)} \rightarrow Mg^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 738{,}1$$
$$Mg^{+}_{(g)} \rightarrow Mg^{2+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_2 = 1\,450$$
$$Mg^{2+}_{(g)} \rightarrow Mg^{3+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_3 = 7\,730$$

Primer potencial de ionización (kJ/mol):

Grupo IA

$$Li_{(g)} \rightarrow Li^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 520$$
$$Na_{(g)} \rightarrow Na^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 495{,}9$$
$$K_{(g)} \rightarrow K^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 418{,}7$$
$$Rb_{(g)} \rightarrow Rb^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 403$$
$$Cs_{(g)} \rightarrow Cs^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 376$$

Primer potencial de ionización (kJ/mol)

Período 2

$$Li_{(g)} \rightarrow Li^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 520$$
$$Be_{(g)} \rightarrow Be^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 899$$
$$B_{(g)} \rightarrow B^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 801$$
$$C_{(g)} \rightarrow C^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 1086$$
$$N_{(g)} \rightarrow N^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 1400$$
$$O_{(g)} \rightarrow O^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 1314$$
$$F_{(g)} \rightarrow F^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 1680$$
$$Ne_{(g)} \rightarrow Ne^{+}_{(g)} + e^{-} \qquad \Delta E_1 = 2080$$

- Afinidad electrónica

Las variaciones de energía que se presentan cuando un electrón se agrega a un átomo gaseoso o ion, se denomina afinidad electrónica (A.E.). El proceso mediante el cual un átomo neutro X gana un electrón (A.E.) se señala de la siguiente manera:

$$M_{(g)} + e^{-} \rightarrow M^{-}_{(g)} + \Delta E\,(\text{energía liberada})$$

Proceso exotérmico (ΔE = negativo)
Proceso endotérmico (ΔE = positivo)

Para un ion con carga +1, la ecuación es:

$$M^{+}_{(g)} + e^{-} \rightarrow M_{(g)}$$

Las energías involucradas en estos procesos pueden ser absorbidas por el sistema, en cuyo caso; la reacción es endotérmica.

$$Ca_{(g)} + e^- + 156\ kJ \rightarrow Ca^-_{(g)}$$

$$\Delta E = +156\ kJ/mol$$

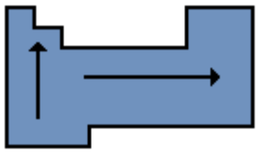
Si la variación de energía corresponde a una emisión, la reacción es exotérmica.

$$F_{(g)} + e^- \rightarrow F^-_{(g)} + 322\ kJ$$

$$\Delta E = -322\ kJ/mol$$

Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan electrones con facilidad para formar iones negativos (aniones). A pesar de que la afinidad electrónica no muestra variaciones regulares a lo largo de un mismo período la tendencia de la afinidad electrónica es hacerse más negativa a medida que recorremos la Tabla Periódica de izquierda a derecha dentro de un mismo período.

La afinidad electrónica aumenta a medida que nos desplazamos de izquierda a derecha en el sistema periódico y cuando recorremos un mismo grupo de abajo hacia arriba.

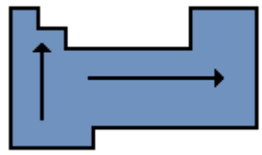


La dirección de las flechas indica un incremento.

- Electronegatividad

L. Pauling basado en las energías de enlace, desarrolló el concepto de electronegatividad, como la fuerza relativa de un átomo para atraer electrones de enlace hacia su núcleo al unirse químicamente con otro átomo; en otros términos, es la tendencia relativa del átomo a atraer los electrones de enlace.
En la práctica, las estimaciones numéricas de la electronegatividad están basadas en una gran variedad de propiedades.

La electronegatividad del flúor (4,0) es la más alta de todos los elementos; el elemento menos electronegativo es el cesio y francio (0,7); los valores de todos los otros elementos se encuentran comprendidos entre estos dos extremos, aunque la escala de electronegatividades de los elementos es algo arbitraria, se emplea frecuentemente para predecir el tipo de enlace químico con bastante exactitud.



La dirección de las flechas indica un incremento.

Para los elementos representativos:

Las electronegatividades aumentan cuando se recorre la Tabla Periódica de izquierda a derecha a lo largo de un mismo período y de abajo hacia arriba dentro de un mismo grupo.

Los elementos que tienen grandes energías de ionización y grandes afinidades electrónicas presentan valores altos de electronegatividad, por lo tanto, son de alto carácter no metálico; los elementos que tienen pequeñas energías de ionización y pequeñas afinidades electrónicas presentan valores bajos de electronegatividad; por lo tanto, son de alto carácter metálico o electropositivos.

En 1934, Robert S. Mulliken, sugirió, sobre bases teóricas, que la electronegatividad (EN) de un elemento, está dada como la semidiferencia de su energía de ionización (EI) y la afinidad electrónica (AE):

$$EN = \frac{EI - AE}{2}$$

ENLACES QUÍMICOS

El enlace químico en general, se define como la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos (enlace interatómico) para formar moléculas o sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes); moléculas (enlaces intermoleculares) o para dar origen a los estados condensados de la materia (sólido, líquido); dicha fuerza es de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominantemente eléctrica.

En la materia, la tendencia general de los compuestos, es la de hallarse en el menor estado energético posible; de acuerdo a ello, la materia tiende a formar agregados de menor energía y por consiguiente de mayor estabilidad liberando energía.

$$H + Cl \rightarrow HCl + 428\ kJ/mol$$

$$HCl + 428\ kJ/mol \rightarrow H + Cl$$

Todos los enlaces se originan como resultado de las atracciones y repulsiones mutuas entre las cargas eléctricas existentes en los átomos.

Existen dos tipos principales de enlace:

- Enlace iónico

  Es aquel que resulta de la fuerte atracción electrostática entre los cationes (iones positivos), y los aniones (iones negativos), estos iones son generados como producto de la transferencia neta de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro, por ejemplo: Na + Cl^- ; NH_4^+ Cl^- ; Ca^{2+} O^{2-} ; K^+ OH^- , etc.

- Enlace covalente

  Se origina como producto de la compartición de uno o más pares de electrones de valencia entre los átomos enlazados mediante una fuerza electromagnética, por ejemplo: H_2 (H-H) ; HCl (H-Cl) ; CO_2 (O=C=O) ; C_2H_2 (H-C≡C-H).

Valencia

El término valencia, en un sentido muy amplio se utiliza para describir la capacidad de combinación que tienen los elementos al formar los compuestos; éste término tiene el mismo significado al referirnos a los enlaces iónicos o covalentes.

Actualmente, una idea más apropiada para definir el término valencia lo proporciona, la configuración electrónica del átomo; y es así que, hablamos de electrones de valencia, cuando nos referimos a los electrones del último nivel energético que participan en el enlace químico.

Estructuras de Lewis

G. N. Lewis y I. Langmuir (1916), sugirieron que al formarse un enlace químico, los átomos ganan, pierden o comparten electrones, de manera tal que la configuración electrónica externa de los átomos adquiera una estructura semejante a la de los gases nobles; como los gases nobles, con excepción del helio ($1s^2$), poseen ocho electrones en su último nivel de energía (ns^2np^6), a la Teoría de Lewis se le conoce como la Regla del Octeto; según esta regla, una configuración electrónica externa de ocho electrones, independientes en un sistema atómico aislado o parcialmente compartido, constituye una estructura muy estable.

Las fórmulas o estructuras de Lewis son representaciones electrónicas que indican la forma en que se atribuyen los electrones más externos o de valencia, en una molécula; en este método, los electrones de valencia de cada átomo se pueden representar por medio de puntos, círculos o aspas distintamente para cada átomo; la representación esquemática para un átomo sería:

Ej.

Fluor : $_9F$
Grupo : VIIA
Configuración electrónica : $[_2He]\ 2s^2\ 2p^5$
Electrones de valencia : 7

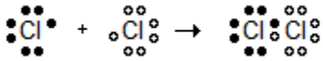
Estructura de Lewis :

Estructuras de Lewis de los elementos representativos

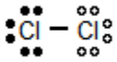
Grupo	Configuración electrónica externa	Nº de electrones de valencia	Ejemplo
I A	ns^1	1	
II A	ns^2	2	
III A	$ns^2\ np^1$	3	
IV A	$ns^2\ np^2$	4	
V A	$ns^2\ np^3$	5	
VI A	$ns^2\ np^4$	6	
VII A	$ns^2\ np^5$	7	
VIII A	$ns^2\ np^6$	8	

El número de electrones de valencia es igual al número de su Grupo en la Tabla Periódica.

En la molécula de Cl_2, tenemos:



Es importante tener presente que el uso de puntos u otros símbolos, sólo tiene carácter ilustrativo, debido a que, en realidad, no existe diferencia alguna entre los electrones de los distintos átomos; todos son equivalentes; es de uso frecuente, cuando se representa la estructura de Lewis de una molécula, utilizar un guion para señalar la presencia de un enlace covalente entre dos átomos.



Para simplificar aún más la escritura de estas estructuras, se omiten generalmente los electrones que no forman parte de los enlaces químicos.

Cl – Cl

Enlaces interatómicos

- Enlace electrovalente o iónico

  W. Kossel (1916), al estudiar la naturaleza de las reacciones químicas, sugirió la idea de que estas acontecían como producto de la ganancia o pérdida de electrones por parte de los sustancias involucradas, es indudable que se estaba refiriendo

a los enlaces iónicos; este tipo de enlace se origina en consecuencia, como resultado de la transferencia de uno o más electrones de un átomo o grupo de átomos a otro; como consecuencia, surgen partículas cargadas positivamente, cationes; y partículas negativas, aniones.

Estas especies se atraen mutuamente por poseer cargas eléctricas contrarias, acercándose hasta una distancia en la que sus nubes electrónicas están suficientemente interpenetradas y se repelen, con lo cual equilibran la fuerza de atracción existente; la atracción electrostática de los iones da lugar a que ellos se alineen adoptando una estructura cristalina regular, en la que un ion sufre la atracción de todos los iones de carga opuesta cercanos a él.

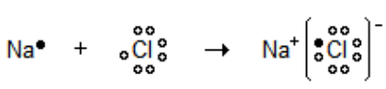
Los compuestos iónicos binarios resultan, normalmente, de la reacción entre elementos de bajo potencial o energía de ionización, usualmente metales de los grupos IA, IIA, con elementos que poseen alta electronegatividad y mucha afinidad electrónica, generalmente no metales de los grupos VIA y VIIA.

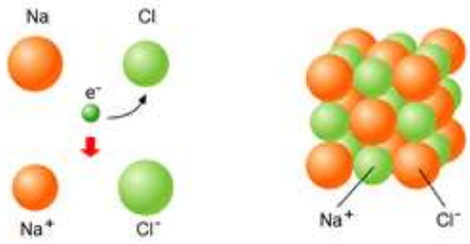
Cuando se forma un compuesto iónico a partir de los elementos constitutivos, la reacción es siempre exotérmica; como ejemplo tenemos la formación del cloruro de sodio NaCl, a partir de sus elementos.

La ecuación general de este proceso es:

$$\underset{\text{sodio}}{Na_{(s)}} + \frac{1}{2}\underset{\text{cloro}}{Cl_{2(g)}} \rightarrow \underset{\text{cloruro de sodio}}{NaCl_{(s)}} + 411\ kJ/mol$$

Empleando las fórmulas puntuales de Lewis, también podemos representar la reacción anterior de la siguiente forma:





En compuestos binarios, si la diferencia de electronegatividad (ΔEN) igual o mayor a 1,7 el enlace es probablemente iónico; en consecuencia, a mayor diferencia de electronegatividad es mayor el carácter iónico del compuesto en contraste con su carácter covalente.

$$\Delta EN \geq 1,7 \quad \text{El enlace es iónico}$$

- <u>Enlace covalente</u>

El enlace covalente se forma cuando dos átomos comparten uno o más pares de electrones de valencia; este tipo límite de enlace explica la combinación de aquellos elementos cuyas energías de ionización son muy altas y sus afinidades electrónicas muy bajas; lo cual no les permite, durante el cambio químico, efectuar una transferencia neta de electrones que origine la formación de iones; a los electrones compartidos por los dos átomos enlazados se les denomina par electrónico.

El enlace covalente surge cuando el par electrónico es atraído por los núcleos de los átomos enlazados; esta fuerza electromagnética (eléctrica y magnética) predominantemente eléctrica, se hace más intensa y la energía potencial de los átomos mínima a una cierta distancia internuclear llamada longitud de enlace, distancia en la que las fuerzas atractivas y repulsivas existentes alcanzan un equilibrio. La energía potencial mínima que los núcleos atómicos alcanzan cuando se establece el enlace se denomina, energía de enlace.

La reacción de combinación de dos átomos de hidrógeno para formar la molécula biatómica, H_2. El átomo de hidrógeno aislado, tiene en su estado basal la configuración electrónica, $1s^1$; en consecuencia el espacio de probabilidad electrónica en el que se encuentra su único electrón es de forma esférica en torno al núcleo, no existiendo a grandes distancias interacción alguna entre los dos átomos de hidrógeno; al aproximarse dichos átomos, ellos experimentan una atracción; el electrón de cada uno de ellos es atraído por el núcleo del otro átomo de hidrógeno además de ser atraído por su propio núcleo; si estos dos electrones tienen giros opuestos podrán ocupar preferentemente la región intermedia entre los dos núcleos comprometidos.

Las fuerzas atractivas y repulsivas en las moléculas de hidrógeno, alcanzan un equilibrio a la distancia de 0,74 Å (74 pm); a esta distancia los orbitales 1s se sobreponen (solapamiento de orbitales) de forma tal que los electrones de valencia se encuentran indistintamente en los orbitales de los dos átomos de hidrógeno; en este sentido, cada átomo de hidrógeno adquiere la configuración $1s^2$ (helio).

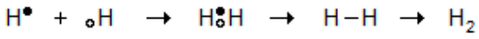
Utilizando las configuraciones electrónicas de los átomos de hidrógeno es posible comprender la naturaleza del enlace covalente en la formación de la molécula de hidrógeno, H_2.

$$1H_A = 1s^1 \quad (\uparrow) \qquad 1H_B = 1s^1 \quad (\downarrow)$$

Molécula de H_2

$(\uparrow\downarrow)$

Empleando las fórmulas puntuales de Lewis, también podemos representar la reacción de formación de la molécula de hidrógeno de la siguiente forma:



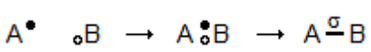
En resumen, el enlace covalente consiste en un par de electrones de spines opuestos que llenan un orbital atómico en los dos átomos enlazados.

Enlace múltiple

Se produce cuando se comparten más de un par electrónico para obtener la configuración electrónica de un gas noble. Si se comparten dos (2) pares de electrones se denomina enlace doble; y si se comparten tres (3) pares de electrones se llama enlace triple.

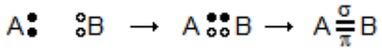
- Enlace simple

  Consiste en un (01) par electrónico enlazante entre dos átomos.

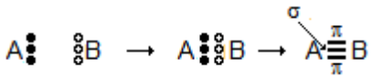


- Enlace doble

  Consiste en dos (2) pares electrónicos enlazantes entre dos átomos.



- Enlace triple
  Consiste en tres (3) pares electrónicos enlazantes entre dos átomos.

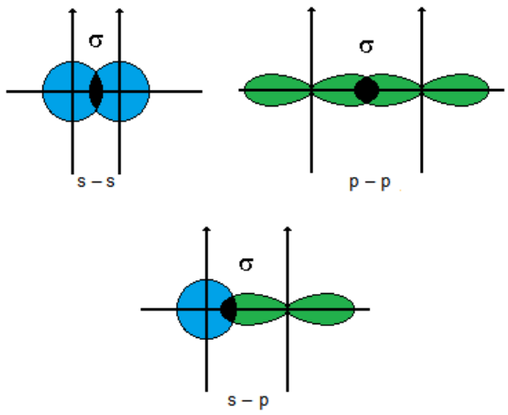


- Enlace sigma (σ)

  Es el enlace que se forma por superposición frontal de orbitales atómicos; la región de compartimiento de electrones se encuentra a lo largo y en forma de cilindro en torno a una línea imaginaria que conecta a los átomos con el enlace.

  Este recibe nombres distintos de acuerdo con los orbitales que intervienen en el recubrimiento, así tenemos por ejemplo: s-s , s-p , p-p , sp^3-s , sp^3-sp^3 , etc.

  La formación de este tipo de enlace es muy fácil de establecerse, pero muy difícil de destruirlo.

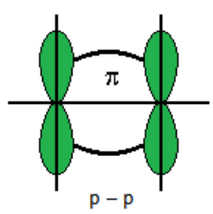


- Enlace pi (π)

  Es el enlace que se forma por la superposición lateral de orbitales atómicos; las regiones de compartimiento electrónico se encuentran a los lados opuestos de una línea imaginaria que conecta a los átomos enlazados y paralelos a esta línea.

  El enlace π (pi) sólo puede formarse si también hay un enlace σ (sigma) por lo que está presente cuando existen enlaces dobles o triples.

  Contrariamente al enlace σ (sigma), es muy difícil de formarse, pero muy fácil de destruirse.



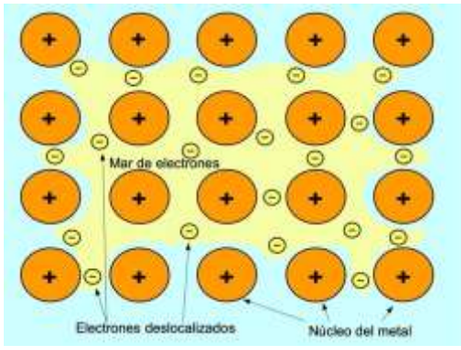
- Enlace metálico

  Este tipo de enlace químico se presenta tanto en metales como en las aleaciones; cada átomo en un enlace metálico tiene una forma típica de 8 a 12 átomos adyacentes a él, reflejando con ello una estructura tridimensional empaquetada compacta; los cristales metálicos son generalmente cúbicos centrados en el cuerpo, cúbicos centrados en las caras o hexagonales compactos.

  En un metal los electrones de enlace están deslocalizados sobre el cristal entero; de hecho, los átomos metálicos en un cristal se pueden imaginar como una estructura de iones positivos inmersos en un mar de electrones de valencia deslocalizados; esta simple representación de los enlaces metálicos ofrece una explicación evidente de la alta conductividad eléctrica de los metales; la alta conductividad térmica se explica suponiendo que el calor es transportado a base de colisiones, que ocurrirán muy frecuentemente.

Puesto que los electrones no están sujetos a ningún enlace particular, pueden absorber y reflejar luz en un amplio intervalo de longitudes de onda; así se explica que las superficies metálicas sean buenas reflectoras de la luz. La gran fuerza cohesiva resultante de la deslocalización electrónica es la responsable de la resistencia mecánica de los metales; debido a las fuerzas de dispersión de London son relativamente fuertes, debido a que no hay electrones de valencia para constituir los enlaces covalentes ordinarios entre los átomos.

Los metales varían mucho en cuanto a la fuerza cohesiva resultante de la deslocalización, hecho que se evidencia mediante propiedades físicas tales como los puntos de fusión y de ebullición.



Sección transversal de la estructura cristalina de un metal

Hibridación de orbitales atómicos

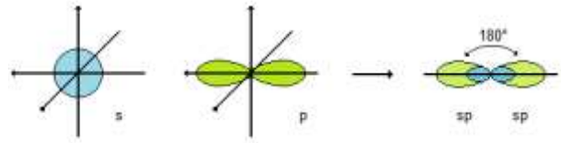
La Teoría de hibridación de orbitales atómicos, establecida por L. Pauling en su obra, *The Nature of the Chemical Bond* (1931), complementa la Teoría de enlace de valencia al momento de explicar la formación de enlaces covalentes.

Cuando se trata de explicar la distribución espacial de dos (02) o más enlaces de una molécula, la teoría de enlace valencia TEV, plantea un proceso matemático que se denomina hibridación o hibridización, el cual consiste en la mezcla de orbitales atómicos de un átomo (generalmente un átomo central) para generar un conjunto de nuevos orbitales atómicos.

Los orbitales híbridos, que son orbitales atómicos que se obtienen cuando dos o más orbitales no equivalentes del mismo átomo se combinan, se usan para formar enlaces covalentes.

- Hibridación sp

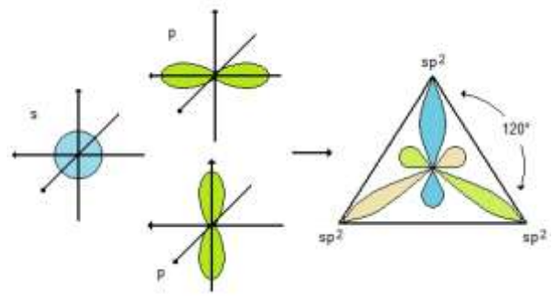
  Consiste en la combinación de un (01) orbital s, y un (01) orbital p, para formar dos (02) orbitales híbridos sp, los cuales se encuentran separados con un ángulo de 180º (en forma lineal).



Existen varias moléculas lineales que constan de un átomo central y dos átomos de otro elemento y se abrevia como AB_2; estos compuestos incluyen BeX_2, CdX_2 y HgX_2 en donde X = Cl, Br, I.

- Hibridación sp^2

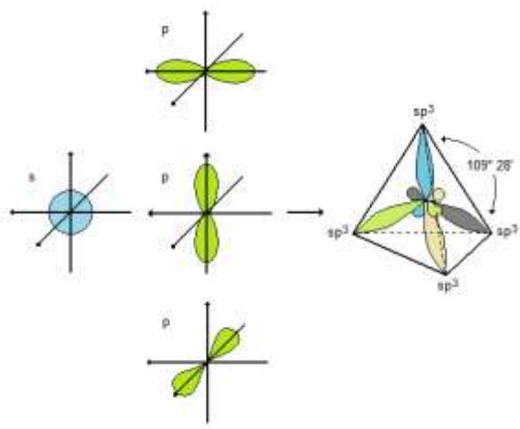
  Consiste en la combinación de un (01) orbital s y dos (02) orbitales p, con los cuales se forma tres (3) orbitales híbridos sp^2 cuya distribución espacial se logra con ángulos de separación iguales de 120º, formando una estructura triangular plana.



El boro es un elemento del grupo IIIA que forma muchos compuestos covalentes enlazándose con otros tres átomos: BX_3 en donde X = F, Cl, Br o I; todas estas moléculas son plano triangulares no-polares.

- Hibridación sp^3

  En este caso, la hibridación se realiza con un (01) orbital s y tres (03) orbitales p para formar cuatro (04) orbitales híbridos sp^3, los que se encuentran separados con ángulos iguales de 109º 28', formando una estructura tetraédrica.



Los elementos del grupo IVA tienen cuatro electrones en su último nivel de energía; forman muchos compuestos covalentes compartiendo

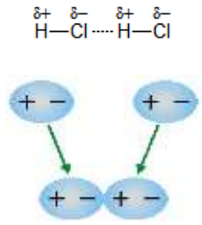
estos cuatro electrones con otros cuatro átomos, ejemplos característicos son: CH_4, CF_4, CCl_4, SiF_4, etc; todas estas moléculas son no-polares y tetraédricas, en cada una de ellas el átomo IVA está localizado en el centro de su tetraedro regular; los cuatro átomos restantes se encuentran en los cuatro vértices del tetraedro.

Uniones intermoleculares

La fuerza de atracción entre las moléculas, denominadas fuerzas intermoleculares, son las responsables del comportamiento no ideal de los gases, así como de la existencia de los estados condensados de la materia (líquido y sólido).

- Fuerzas dipolo-dipolo

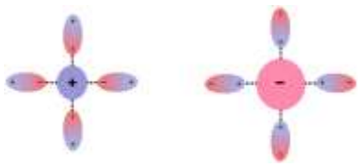
  Son fuerzas que actúan entre moléculas polares, esto es, entre moléculas que tienen momento dipolar, el signo y magnitud de la interacción varían con la orientación relativa de los dipolos.



Enlace dipolo - dipolo

- Fuerzas ion-dipolo

  La Ley de Coulomb también explica las fuerzas ion-dipolo, que ocurren entre un ion (ya sea un catión o un anión) y un dipolo. La fuerza de esta interacción depende de la carga y tamaño del ion y de la magnitud del dipolo. Las cargas en los cationes están generalmente más concentradas, dado que los cationes suelen ser de menor tamaño que los aniones. En consecuencia, a cargas iguales, un catión interactúa más fuertemente con los dipolos que un anión.

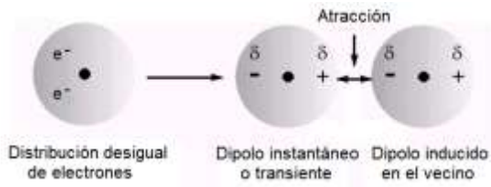


Interacción ion – dipolo

- Fuerzas de dispersión de London

  Fritz London (1930), dio una interpretación mecano-cuántica a los dipolos temporales, demostrando que la magnitud de estas atracciones es directamente proporcional a la polarizabilidad del átomo o molécula.

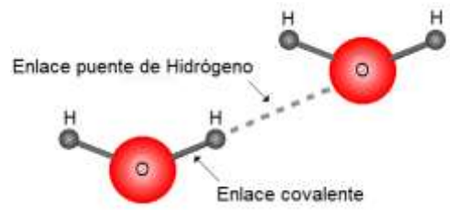
  Debido a que los electrones se encuentran en constante movimiento, experimentan en forma constante interacciones repulsivas con los otros electrones del mismo átomo y con otros de los átomos adyacentes, el movimiento de cualquier electrón queda determinado, al menos parcialmente, por el movimiento de todos los electrones vecinos que lo rodean.



Fuerzas de dispersión de London

- Puente de hidrógeno

  El enlace de hidrógeno es un tipo especial de interacción dipolo-dipolo entre el átomo de hidrógeno de un enlace polar, como el O-H o el N-H, y un átomo electronegativo como el O, N o F.



Enlace puente de Hidrógeno

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Indique la posición de un elemento en la Tabla Periódica si su número atómico es 83.

   A) Período 5 ; Grupo IIIA
   B) Período 6 ; Grupo IVA
   C) Período 6 ; Grupo VA
   D) Período 5 ; Grupo VB
   E) Período 6 ; Grupo VB

   Solución:

   Se realiza la configuración en función del número atómico.

   Para Z = 83

   $$[_{54}Xe]\ 6s^2\ 4f^{14}\ 5d^{10}\ 6p^3$$

   El mayor nivel es 6, entonces, el período es 6.

   El subnivel más energético es **p**, entonces el grupo es **A** y el número en romanos se determina por los electrones del último nivel energético:

$6s^2\ 6p^3$: 2 + 3 = 5 e^- ,entonces en romanos es V.

Rpta. C

2. Un elemento químico en su configuración posee 12 electrones en el cuarto nivel energético.

Indique a que grupo y período de la Tabla Periódica pertenece:

A) 4 ; IVB
B) 5 ; VA
C) 5 ; VIB
D) 4 ; IIIB
E) 4 ; IVB

Solución:

$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^6\ 5s^2\ 4d^4$

Período 5 ; Grupo VIB

Rpta. C

3. Qué relación existe entre los tamaños de las especies:

S^{-2} , S y S^{+2}

A) $S^{-2} = S = S^{+2}$
B) $S^{-2} < S < S^{+2}$
C) $S^{-2} = S > S^{+2}$
D) $S^{-2} > S > S^{+2}$
E) $S^{-2} > S = S^{+2}$

Solución:

Un anión posee mayor tamaño que el átomo neutro y el átomo neutro posee mayor tamaño que el catión, es decir que:

$S^{-2} > S > S^{+2}$

Rpta. D

4. Un elemento químico A de electronegatividad 2,7 se une a otro elemento químico B de electronegatividad 1,2 formando la especie A_2B.

¿Qué enlace existe en la sustancia?

A) Iónico
B) Covalente puro
C) Electrovalente
D) Covalente apolar
E) Covalente polar

Solución:

Para determinar el tipo de enlace se calcula la diferencia de electronegatividades (ΔEN):

E.N. (A) = 2,7
E.N. (B) = 1,2
———————
ΔE.N. = 1,5

Enlace covalente polar.

Rpta. E

5. Calcular el porcentaje de carácter covalente en la molécula del agua.

Electronegatividades:

Oxígeno = 3,5
Hidrógeno = 2,1

A) 29 %
B) 71 %
C) 80 %
D) 30 %
E) 92 %

Solución:

En la molécula de agua: H_2O

El enlace H – O posee carácter covalente, la diferencia de electronegatividades es:

E.N. (O) = 3,5
E.N. (H) = 2,1
———————
ΔE.N. = 1,4

Para calcular el % de carácter iónico se utiliza la ecuación de Hannay y Smith:

$$\%\ C.I. = 16\ (\Delta\ E.N._{OH})\ +\ 3{,}5\ (\Delta\ E.N._{OH})^2$$

Reemplazando:

$$\%\ C.I. = 16\ (1{,}4)\ +\ 3{,}5\ (1{,}4)^2$$

$$\%\ C.I. = 29{,}26\ \%$$

Entonces el porcentaje de carácter covalente es:

$$\%\ C.C. = 100 - 29{,}26 = 70{,}74\ \%$$

Rpta: B

NOMENCLATURA QUÍMICA INORGÁNICA

En el desarrollo del estudio de la Química, cuando nos referimos a una determinada sustancia, lo hacemos por su nombre y fórmula; en vista de que en la actualidad existen alrededor de setenta (70) millones de sustancias químicas inorgánicas y orgánicas, resulta una tarea interminable y muy complicada poder formularlos y nombrarlos a todas y cada una de ellas; para evitar ello, los químicos a través del tiempo han establecido normas y reglas de formulación y nomenclatura que hoy facilitan dicha tarea y además son aceptadas en todo el mundo.

El conocimiento del número, estado o grado de oxidación, es fundamental para formular y nombrar los compuestos inorgánicos.

Número de oxidación

El número de oxidación denominado también estado o grado de oxidación, indica la carga eléctrica aparente o real que tendrían un átomo si los electrones de valencia se asignaran arbitrariamente al elemento más electronegativo; para poder realizar este cálculo se han establecido convencionalmente las siguientes reglas:

1. El número de oxidación de un elemento libre y sin combinarse es cero:

   Ej.
   $Cu^o = 0$, $Na^o = 0$, $Fe^o = 0$, $As^o = 0$

2. En un compuesto hidrogenado, el número de oxidación del hidrógeno es +1; únicamente en los hidruros de los metales alcalinos y alcalinotérreos el hidrógeno posee un número de oxidación de -1.

   Ej.
   H_2O : H = +1 , O = -2
   HCl : H = +1 , Cl = -1

   NaH : Na = +1 , H = -1
   MgH_2 : Mg = +2 , H = -1

3. En los compuestos oxigenados, el número de oxidación del oxígeno es -2; en el peróxido de hidrógeno, H_2O_2 y en los compuestos que derivan de él, los átomos de oxígeno tienen un número de oxidación de -1; en los superóxidos o hiperóxido el oxígeno posee un estado de oxidación de $-\frac{1}{2}$; únicamente en el OF_2 el oxígeno posee un estado de oxidación de +2.

   Ej.
   CuO : Cu = +2 , O = -2

   Fe_2O_3 : Fe = +3 , O = -2

   Na_2O_2 : Na = +1 , O = -1

   CaO_2 : Ca = +2 , O = -1
   KO_2 : K = +1 , O = $-\frac{1}{2}$
   MgO_4 : Mg = +2 , O = $-\frac{1}{2}$

4. En aquellas moléculas biatómicas en las que los átomos están unidos por enlaces covalentes apolares, la ganancia o pérdida de electrones no existe; ocasionando que, como producto de su simetría la molécula sea apolar.

   En estos casos el número de oxidación del elemento es necesariamente cero.

   Ej.
   $H_2 = 0$, $P_4 = 0$, $Cl_2 = 0$, $N_2 = 0$

5. El número de oxidación de un ion monoatómico es igual a la carga del ion.

   Ej.
   $O^{2-} = -2$, $Cl^- = -1$, $Ca^{2+} = +2$

6. La sumatoria de los estados de oxidación de todos los átomos que constituyen un compuesto neutro, es cero.

   Ej.
   H_2O : H = +1 , O = -2
   2(+1) + (-2) = 0

   H_2SO_4 : H = +1 , S = +6 , O = -2
   2(+1) + (+6) + 4(-2) = 0

7. La sumatoria de los estados de oxidación de todos los átomos que constituyen un ion poliatómico es igual a la carga del ion.

   Ej.
   NO^{3-} : N = +5 , O = -2
   5 + 3(-2) = -1

8. Todos los metales alcalinos poseen un número de oxidación de +1, y todos los metales alcalinotérreos tienen un número de oxidación de +2 en sus compuestos. El aluminio tiene un número de oxidación de +3 en todos sus compuestos.

9. En todos los haluros, ionizables o no, el número de oxidación del halógeno es -1.

   Ej.
   NaCl : Na = +1 , Cl = -1
   $CuCl_2$: Cu = +2 , Cl = -1

10. En todos los sulfuros, ionizables o no, el número de oxidación del azufre es -2.

Ej.

CaS : Ca = +2 , S = -2

Ag_2S : Ag = +1 , S = -2

Función Química

Se denomina función química, al conjunto de compuestos que tienen ciertas propiedades y comportamiento químico semejantes, denominadas propiedades funcionales, ello en virtud a que en su estructura poseen el mismo grupo funcional; el cual, puede ser un átomo o la agrupación de dos (02) o más átomos comunes, los mismos que confieren a éstos compuestos ciertas propiedades y comportamiento químico semejante.

En la Química Inorgánica existen cinco funciones químicas principales: óxidos, hidruros, hidróxidos, ácidos y sales; por conveniencia, se clasifican a las funciones inorgánicas en Oxigenadas e Hidrogenadas, ello por ser los elementos oxígeno e hidrógeno los principales componentes de los compuestos químicos correspondientes a cada uno.

Función	Grupo funcional	Ejemplos
Óxido	O^{2-}	MgO , CO_2 , Cl_2O_5 , Fe_2O_3 , etc.
Hidruros	H^-	LiH , KH , CaH_2 , $LiAlH_4$, etc.
Hidróxidos	OH^-	LiOH , $Ca(OH)_2$, $Al(OH)_3$, etc.
Ácidos	H^+	$HCl_{(ac)}$, $H_2S_{(ac)}$, H_2SO_4 , etc.
Peróxido	$(O_2)^{2-}$	H_2O_2 , Na_2O_2 , CaO_2 , etc.

Sistemas de Nomenclatura Inorgánica

En la actualidad se emplean tres sistemas de nomenclatura para compuestos inorgánicos.

- Clásica o tradicional

  Este tipo de nomenclatura identifica al compuesto químico basándose en la función química a la que pertenece; el nombre es producto de la combinación de dos palabras; la primera indica el nombre genérico y la segunda el nombre específico; este último se forma a partir de la raíz del nombre del elemento que forma el compuesto, acompañado de prefijos y sufijos adecuados que especifican las proporciones de los mismos; este tipo de nomenclatura, es muy utilizada en algunas funciones inorgánicas tradicionales.

  Ej.

  El nombre del HClO

Nombre genérico	Nombre específico		
Ácido	hipo	clor	oso
	prefijo	raíz	sufijo

- Nomenclatura Stock moderno

  En este sistema de nomenclatura, se indica a continuación del nombre del elemento, el estado de oxidación de aquél entre paréntesis y en números romanos.

Fórmula	Nombre Stock
Fe_2S_3	sulfuro de hierro (III)
CuO	óxido de cobre (II)
PtO_2	óxido de platino (IV)
$CaCl_2$	cloruro de calcio*
ZnS	sulfuro de zinc*

* Cuando el elemento posee un solo estado de oxidación, él se omite en el nombre.

- Nomenclatura sistemática (IUPAC)

  Este tipo de nomenclatura emplea prefijos numéricos griegos de cantidad para señalar las proporciones de los constituyentes en un compuesto o la atomicidad de cada uno de los elementos presentes en cada sustancia; primero se nombra al anión o elemento más electronegativo y luego se nombra al catión o elemento más electropositivo.

Fórmula	Nombre sistemático
CO_2	dióxido de carbono
P_4O_{10}	decaóxido de tetrafósforo
FeS	sulfuro de hierro*
H_2SO_4	tetraoxosulfato(VI) de dihidrógeno

* El prefijo mono suele omitirse, excepto en el caso del oxígeno.

NOMENCLATURA CLÁSICA O TRADICIONAL

Funciones oxigenadas

Son compuestos que tienen como elemento principal al oxígeno, el cual actúa con número de oxidación de: -2 (óxidos), -1 (peróxidos) o $-\frac{1}{2}$ (superóxidos o hiperóxidos).

- **Óxidos**

Son compuestos binarios constituidos principalmente por el oxígeno más un elemento (metal o un no-metal), lo que da lugar a dos clases de óxidos:

Elemento + Oxígeno → Óxido

Óxidos básicos o metálicos

Son producto de la combinación de un metal con el oxígeno mediante un enlace de carácter iónico, generalmente son sólidos a temperatura ambiente.

Ej.

$2\ Fe + O_2 \rightarrow 2\ FeO$
$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3$

Óxidos ácidos o no-metálicos

Son compuestos formados por la combinación de un no-metal con el oxígeno mediante un enlace covalente.

Ej.

$2\ C + O_2 \rightarrow 2\ CO$
$2\ S + 3\ O_2 \rightarrow 2\ SO_3$

Estados de oxidación de algunos elementos que se combinan con el oxígeno

	Elementos Metálicos	E. O.
E.O. (O): –2	Li – Na – K – Rb – Cs – Ag	+1
	Be – Mg – Ca – Ba – Sr – Ra – Zn – Cd	+2
	Hg – Cu	+1 ; +2
	Fe – Co – Ni	+2 ; +3
	Pt – Sn – Pb – Po	+2 ; +4
	Au	+1 ; +3
	Al – Ga – Tl – In – Sc - Bi	+3
	Ge	+4

	Elementos No-Metálicos	E. O.
E.O. (O): –2	H	+1
	B	+3
	C	+2 ; +4
	Si – Ge	+4
	P	+1 ; +3 ; +5
	As – Sb	+3 ; +5
	S	+2 ; +4 ; +6
	Se – Te	+4 ; +6
	Cl – Br – I	+1 ; +3 ; +5 ; +7

Nomenclatura

Sistema clásico o tradicional

En la nomenclatura de los óxidos se utiliza la palabra genérica óxido seguida del nombre del metal o no-metal presente en la formación del compuesto acompañado de los correspondientes prefijos y sufijos que especifican las proporciones de los mismos:

Prefijo	Sufijo	Estados de oxidación			
		1	2	3	4
hipo	oso			✦	✦
	oso		✦	✦	✦
	ico	✦	✦	✦	✦
hiper-per	ico				✦

Para nombrar un óxido, cuando el elemento posee un solo estados de oxidación se adiciona al nombre del elemento el sufijo *ico*.

Ej.

Na_2O óxido sódico
CaO óxido de cálcico

Cuando un elemento forma más de un óxido, se tiene en cuenta el estado de oxidación, menor o mayor; para nombrarlos se adiciona al elemento el sufijo *oso* cuando actúa con el menor estado de oxidación, y para el mayor estado de oxidación la terminación *ico.*

Ej.

FeO óxido ferroso
Fe_2O_3 óxido férrico

Cuando un elemento posee tres (03) estados de oxidación, al óxido de menor estado de oxidación se le antepone el prefijo *hipo* al elemento con terminación oso.

Ej.

SO óxido hiposulfuroso
SO_2 óxido sulfuroso

SO_3 óxido sulfúrico

Para los elementos que presentan cuatro (04) estados de oxidación, en su nomenclatura se utilizan las tres distinciones anteriores, más una cuarta que consiste en anteponer el prefijo *per* o *híper*, al óxido de mayor estado de oxidación.

Ej.

Cl_2O óxido hipocloroso
Cl_2O_3 óxido cloroso
Cl_2O_5 óxido clórico
Cl_2O_7 óxido perclórico

Si un elemento posee estado de oxidación igual a +7, aunque fuera su único estado de oxidación, debe emplearse el prefijo *per* o *hiper* y el sufijo *ico*.

Ej.

El manganeso, cuando actúa como no-metal, posee tres estados de oxidación (+4, +6 y +7)

MnO_2 óxido manganoso
MnO_3 óxido mangánico
Mn_2O_7 óxido permangánico

Sistema Stock moderno

Este sistema es recomendable para elementos con varios estados de oxidación; primero se menciona la palabra óxido, luego el nombre del metal o no-metal enlazado con la preposición *de* y se concluye escribiendo entre paréntesis y con números romanos el estado de oxidación del metal o no-metal.

Ej.

FeO óxido de hierro (II)
Fe_2O_3 óxido de hierro (III)

Sistema de la IUPAC

Para nombrar los óxidos, se utilizan los *prefijos de cantidad*, mono-, di-, tri., tetra-, etc. seguido de la palabra *óxido* y se concluye con el nombre del metal o no-metal enlazado con la preposición *de*:

Ej.

FeO monóxido de hierro
Fe_2O_3 trióxido de dihierro

- **Óxidos compuestos** (óxidos dobles)

Son compuestos que constituye el oxígeno con algunos metales, tales como: Fe, Pb, Co, Ni, Cr y Mn.

Se obtiene sumando dos óxidos diferentes que genera un metal con estados de oxidación de (+2, +3) o también con estados de oxidación (+2, +4); de tal manera que los subíndices deben ser de, 3 para el metal y de 4 para el oxígeno (M_3O_4).

Para nombrarlos se emplea el *prefijo doble* al nombre del metal, o también se unen los nombres de sus óxidos terminados en *ico* y *oso*:

Ej.

Fe_3O_4 (Fe: +2, +3)

FeO óxido ferroso
Fe_2O_3 óxido férrico
_____

Fe_3O_4 óxido doble de hierro
óxido ferroso – férrico
óxido salino de hierro
magnetita

- **Óxidos neutros**

Son óxidos de algunos elementos con ciertos estados de oxidación, que no reaccionan con el agua; su formulación y nomenclatura se mantiene igual que los óxidos básicos o ácidos; así tenemos:

Cl : +4
N : +2 y +4
C : +2
Mn : +4

Se les denomina utilizando únicamente la nomenclatura sistemática.

Se escribe la palabra óxido seguida del nombre del elemento con el que se están formando los compuestos; en el caso del nitrógeno, es necesario la utilización de los prefijos de cantidad, mono y di.

Los compuestos a los que se les denomina óxidos neutros son:

ClO_2 dióxido de cloro
NO monóxido de nitrógeno
NO_2 dióxido de nitrógeno
CO monóxido de carbono
MnO_2 dióxido de manganeso

- **Casos especiales**

Elementos que poseen estados de oxidación para actuar como metal y no-metal respecto al oxígeno (anfóteros).

Elementos	E.O. (Metal)	E.O. (No-metal)
Cr	+2 ; +3	+3 ; +6
Mn	+2 ; +3	+4 ; +6 ; +7
V	+2 ; +3	+4 ; +5
N	+2 ; +4	+1 ; +3 ; +5
Bi	+3	+5

- Problemática de la denominación funcional anhídrido

  El problema de la denominación anhídridos se centra solamente en la didáctica del lenguaje químico a niveles inferiores, en otros casos, no existen dificultades porque la palabra *anhídrido* se reserva para indicar una propiedad de ciertos óxidos, que es la de obtenerse éstos por deshidratación de sus correspondientes oxácidos, pero nunca para establecer el nombre genérico de una función química o familia de compuestos.

  Ej.

  El SO_3 es el anhídrido del H_2SO_4

  $$H_2SO_4 - H_2O \rightarrow SO_3$$

- **Peróxidos**

  Son compuestos iónicos binarios de baja estabilidad, se caracterizan por poseer el grupo funcional peróxido: $(-O-O-)^{2-}$, donde se puede apreciar que cada átomo de oxígeno actúa con un estado de oxidación de -1; las fórmulas de estos compuestos no son simplificables toda vez que, se estaría rompiendo el enlace puente oxígeno característico del radical peróxido.

  Teóricamente se obtiene de la siguiente forma:

  $$\text{Óxido básico} + O_2 \rightarrow \text{Peróxido}$$

  En estos compuestos, el metal actúa con su mayor estado de oxidación; los peróxidos estables se forman por lo general con los elementos de los grupos I A y II A.

  En el caso de que el metal posea varios estados de oxidación, el peróxido sólo es estable cuando actúa con el mayor estado de oxidación del metal; ello debido a que el metal sufre una oxidación profunda al formar el peróxido.

  Los peróxidos más importantes se forman con los elementos: Li, Na, K, Rb, Cs, Mg, Ca, Sr, Ba, Ag, Zn y Cd; un caso especial lo constituye el peróxido de hidrógeno H_2O_2; cabe puntualizar que el hidrógeno generalmente actúa como no metal.

  Para nombrarlos se emplea la palabra *peróxido* seguido del *nombre del metal* enlazado con la preposición *de*:

  Ej.

  $$2\ Na_2O + O_2 \rightarrow 2\ Na_2O_2$$
  peróxido de sodio (oxilita)

  $$2\ Fe_2O_3 + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_6$$
  peróxido de hierro

- **Superóxidos o hiperóxidos**

  Los superóxidos, también denominados hiperóxidos; son compuestos binarios que contienen el grupo funcional o anión superóxido; aparentemente, el oxígeno posee un estado de oxidación de $-\frac{1}{2}$.

  Generalmente el grupo superóxido reacciona con los elementos alcalinos y alcalinotérreos.

  $$\text{Metal} + \text{Grupo superóxido } (O_2)^- \rightarrow \text{Superóxido}$$

  $$Li + O_2^- \rightarrow LiO_2$$

  Se nombran como los peróxidos, tan solo cambiando la palabra *peróxido* por *superóxido* o *hiperóxido*.

  Ej.

  KO_2 superóxido o hiperóxido de potasio
  CdO_4 superóxido de cadmio

- **Hidróxidos**

  Son compuestos ternarios que resultan de la combinación de un óxido básico con el agua; se caracterizan por poseer el grupo funcional OH^- denominado oxhidrilo o hidroxilo, unido mediante un enlace iónico al catión metálico.

  $$\text{Óxido básico} + \text{Agua} \rightarrow \text{Hidróxido}$$

  $$\text{Metal fuerte (IA o IIA)} + \text{Agua} \rightarrow \text{Hidróxido} + H_2\uparrow$$

  A los hidróxidos de los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb y Cs) se les denomina, álcalis o bases; son solubles en el agua.

  Ej.

  $$Li_2O + H_2O \rightarrow 2\ LiOH$$

  $$2\ Na + 2\ H_2O \rightarrow 2\ NaOH + H_2\uparrow$$

  Los hidróxidos poseen propiedades básicas, por ello se les denomina también bases; aunque el término base es mucho más amplio para referirse a un conjunto de sustancias de propiedades características, como, por ejemplo: enrojecen la fenolftaleína, azulean al papel tornasol, neutralizan a los ácidos, desnaturalizan a las proteínas, al tacto son resbalosos o jabonosos, poseen sabor cáustico o amargo, etc.

  Nomenclatura

  Primero se menciona la palabra *hidróxido*, seguido del nombre del metal indicando entre paréntesis su estado de oxidación con números romanos cuando sea necesario, o utilizando los sufijos *oso* o *ico* para señalar el menor o el mayor estado de oxidación respectivamente.

Ej.

$NaOH$	hidróxido sódico hidróxido de sodio
$Ca(OH)_2$	hidróxido cálcico hidróxido de calcio

Ciertos hidróxidos también pueden ser denominados a través de nombres comunes o vulgares:

Ej.

$NaOH$	soda (sosa) cáustica
KOH	potasa cáustica
$Ca(OH)_2$	cal apagada, lechada de cal o agua de cal
$Mg(OH)_2$	leche de magnesia
$Al(OH)_3$	milanta

- **Ácido oxácido**

También se les conoce con el nombre de oxiácidos u oxácidos; son compuestos ternarios que resultan de la combinación de un óxido ácido con el agua; se caracterizan por poseer uno o más protones o iones hidrógenos (H^+) sustituibles.

Los ácidos poseen propiedades opuestas a las bases, así: enrojecen el papel de tornasol, incoloran la solución de fenolftaleína, neutralizan los hidróxidos o bases, poseen sabor amargo o agrio, corroen los metales, etc.

Para formularlos en forma práctica se debe colocar el no-metal del óxido ácido entre los átomos de hidrógeno y oxígeno, para luego si es posible, simplificar la molécula del oxácido formado; la fórmula también se puede escribir del siguiente modo:

Si el número de oxidación del no-metal es par (C, S, Se, Te):

$$H_2EO_{\left(\frac{n+2}{2}\right)}$$

Si el número de oxidación del no-metal es impar (N, Cl, Br, I):

$$HEO_{\left(\frac{n+1}{2}\right)}$$

Casos especiales: Para el B, P, As, Sb

$$H_3EO_{\left(\frac{n+3}{2}\right)}$$

Donde:

E = No-metal
n = Número de oxidación de no-metal

Óxido ácido + Agua → Oxácido

Ej.

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$
$CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$

Nomenclatura

En su denominación se menciona primero el nombre genérico ácido, seguido del nombre del no-metal, al cual se le antepone los prefijos *hipo* o *hiper* (*per*) y los sufijos *oso* o *ico*, según el estado de oxidación que corresponda al elemento no-metálico.

Ej.

H_2SO_3	ácido sulfuroso
H_2SO_4	ácido sulfúrico
H_3PO_3	ácido fosforoso
H_3PO_4	ácido fosfórico

- **Sales**

Son compuestos que resultan de la sustitución total o parcial de los iones hidrógeno de un ácido, por radicales catiónicos; son sólidos a temperatura ambiente.

Su obtención se puede realizar a través de una reacción de neutralización ácido-base o por una reacción de corrosión o desplazamiento simple:

Ácido + Base → Sal + Agua

Ácido + Metal activo → Sal + $H_2\uparrow$

Ej.

$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\,H_2O$
$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + 2\,H_2O$

$H_2SO_4 + Ca \rightarrow CaSO_4 + H_2\uparrow$
$2\,H_3PO_4 + 6\,Na \rightarrow 2\,Na_3PO_4 + 3\,H_2\uparrow$

Nomenclatura

Las sales se clasifican teniendo en cuenta si la sustitución de los iones hidrógenos por metales o radicales catiónicos se realiza en forma total o parcial.

Nombre del oxácido		Nombre del oxoanión	
Hipo	oso	hipo	ito
	oso		ito
	ico		ato
hiper – per	ico	hiper – per	ato

Sales normales

Llamadas también sales neutras o sales oxisales, resultan de la sustitución total de los iones hidrógenos de un oxácido por un metal o catión de un hidróxido; en su formación el número de H^+ del ácido es igual al número de OH^- del hidróxido.

Ej.

$$HNO_3 + NaOH \rightarrow NaNO_3 + H_2O$$
$$H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\ H_2O$$

Nomenclatura

Se les nombra con la terminación del ácido correspondiente cambiando las terminaciones -oso por -ito e -ico por -ato, la lectura concluye con el nombre del metal enlazado con la preposición de.

Cuando sea necesario se acompaña el número de oxidación del metal escrito con números romanos entre paréntesis.

Ej.

KNO_2	nitrito potásico
	nitrito de potasio
KNO_3	nitrato potásico
	nitrato de potasio

Sales hidrogenadas

Llamadas también sales ácidas o hidrosales, se caracterizan por tener iones hidrógenos (H^+) sustituibles en su estructura. Teóricamente resultan de la sustitución parcial de los hidrógenos del ácido por el metal de un hidróxido o un radical catiónico.

En su formación el número de protones (H^+) del ácido es superior al número de oxhidrilos (OH^-) del hidróxido.

Ej.

$$H_2SO_4 + KOH \rightarrow KHSO_4 + H_2O$$
$$H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaHPO_4 + 2\ H_2O$$

Nomenclatura

Primero se menciona los hidrógenos, luego los iones negativos (del ácido) seguido del nombre del metal. La palabra *bi*, antepuesta al nombre de la sal indica que se ha sustituido sólo la mitad de los hidrógenos sustituibles, por tanto, se emplea cuando el ácido tiene un número par de hidrógenos.

Ej.

KH_2PO_4	dihidrógeno fosfato potásico
	dihidrógeno fosfato de potasio
$CaHPO_4$	hidrógeno fosfato cálcico
	hidrógeno fosfato de calcio

Sales oxhidriladas

Llamadas también sales básicas, se caracterizan por tener oxhidrilos o hidroxilos (OH^-) en su estructura. En su formación el número de protones (H^+) del ácido del cual proceden es menor que el número de oxhidrilos (OH^-) del hidróxido.

Ej.

$$HNO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(OH)NO_3 + H_2O$$
$$H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow Al(OH)SO_4 + 2\ H_2O$$

Nomenclatura

Primero se menciona la palabra hidróxido, luego los iones negativos (del ácido) seguido del nombre del metal.

Ej.

$Ca(OH)NO_3$	hidróxido nitrato cálcico
	hidróxido nitrato de calcio
$Al(OH)SO_4$	hidróxido sulfato alumínico
	hidróxido sulfato de aluminio

Sales dobles

Resultan de la combinación de un ácido con dos hidróxidos diferentes, de modo que en su formación el número de protones (H^+) del ácido es igual al número de oxhidrilos (OH^-) de los hidróxidos.

Estas sales no contienen iones hidrógeno (H^+) ni oxhidrilos (OH^-) en su formación.

Ej.

$$H_2SO_4 + NaOH + KOH \rightarrow NaKSO_4 + 2\ H_2O$$

Nomenclatura

Primero se nombra loa aniones o iones negativos (del ácido) seguido del nombre de los metales o iones catiónicos en orden alfabético.

Ej.

$NaKSO_4$	sulfato de potasio y sodio
	sulfato doble de potasio y sodio
$CaPb(NO_3)_4$	nitrato de calcio y plomo
	nitrato doble de calcio y plomo

Sales triples

Resultan de sustituir los hidrógenos de un ácido por tres átomos metálicos distintos.

Ej.

$$4\ H_2SO_4 + 2\ Ca(OH)_2 + Mg(OH)_2 + 2\ KOH \rightarrow K_2CaMg(SO_4)_4 + 8\ H_2O$$

Nomenclatura

Primero se nombra los aniones o iones negativos (del ácido) seguido del nombre de los metales o iones catiónicos en orden alfabético.

Ej.

$K_2CaMg(SO_4)_4$ sulfato triple de calcio, magnesio y potasio

Funciones hidrogenadas

- **Hidruros**

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un metal o no metal con el hidrógeno, lo que da lugar a dos clases de hidruros:

Elemento + Hidrógeno → Hidruro

Únicamente en los hidruros el elemento actúa con un solo estado de oxidación, que está determinado por el número de enlaces que establece con el hidrógeno.

Los hidruros más importantes son de los elementos representativos que actúan con un solo estado de oxidación.

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
+1	+2	+3	+4	+3	+2	+1

Hidruros metálicos

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un metal con el hidrógeno. Se caracterizan por que sólo en estos compuestos el hidrógeno actúa con su estado de oxidación negativo: -1 (H^-, ion hidruro).

Por lo general los hidruros metálicos son sólidos a temperatura ambiente.

Ej.

$2\ Li + H_2 \rightarrow 2\ LiH$
$Ca + H_2 \rightarrow CaH_2$

Nomenclatura

Se nombran anteponiendo al nombre del metal la palabra hidruro, a continuación, la preposición de.

Ej.

LiH hidruro de litio
NaH hidruro de sodio

Cuando se unen químicamente dos hidruros metálicos, se forman los hidruros dobles que se nombran indicando el vocablo doble antes del nombre de los metales:

Ej.

$LiH + AlH_3 \rightarrow AlLiH_4$
tetrahidruro doble de aluminio y litio

$BaH_2 + NaH \rightarrow BaNaH_3$
trihidruro doble de bario y sodio

Hidruros no-metálicos

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un elemento no-metálico de los grupos VIA (-2) y VIIA (-1) con el hidrógeno; en este tipo de hidruros el número de oxidación del hidrógeno es +1.

Ej.

$Cl_2 + H_2 \rightarrow 2\ HCl$
$S + H_2 \rightarrow H_2S$

Nomenclatura

Para nombrarlos se antepone al nombre del hidrógeno el nombre del no-metal terminando en *-uro*.

Ej.

HCl cloruro de hidrógeno
HBr bromuro de hidrógeno

Casos especiales

Algunos hidruros que forman los no□metales y metaloides de los grupos IIIA (B: –3), IVA (C y Si: –4) y VA (N, P, As y Sb: –3) con el hidrógeno (+1), generalmente son sustancias gaseosas y muy tóxicas; en soluciones acuosas no poseen carácter ácido.

No siguen ningún sistema de nomenclatura conocido, sino que conservan sus nombres tradicionales tales como:

Ej.

NH_3 amoníaco
PH_3 fosfina
BH_3 borano
CH_4 metano

- **Ácidos hidrácidos**

Son compuestos binarios de los hidruros no-metálicos que resultan de la combinación de los elementos de los grupos VIA, anfígenos (S, Se, Te y Po) con excepción del oxígeno y VIIA, halógenos (F, Cl, Br e I); con el hidrógeno; sus soluciones acuosas poseen propiedades ácidas, por lo que se les considera como ácidos.

Ej.

$S + H_2 \rightarrow H_2S_{(g)}$
$F_2 + H_2 \rightarrow 2\ HF_{(g)}$

Nomenclatura

Para nombrarlos debe tenerse presente si estos compuestos se encuentran en estado gaseoso o en solución acuosa.

- Si se encuentran al estado natural en estado gaseoso, se les designa agregando el sufijo *-uro* al nombre del no-metal correspondiente, luego la preposición *de* y a continuación la palabra *hidrógeno*.

  Ej.
  $H_2S_{(g)}$ sulfuro de hidrógeno
  $HCl_{(g)}$ cloruro de hidrógeno

- Si se encuentran al estado natural en solución acuosa generando protones H^+, se nombra primero la palabra *ácido*, luego el nombre del no-metal terminado en *-hídrico*.

  Ej.
  $H_2S_{(aq)}$ ácido sulfhídrico
  $HCl_{(aq)}$ ácido clorhídrico

- **Sales haloideas**

Son compuestos binarios que resultan de la combinación de un ácido hidrácido con un hidróxido o de un metal con un no-metal.

Ácido hidrácido + Hidróxido → Sal haloidea

Metal + No-metal → Sal haloidea

Ej.

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$
$$H_2S + 2\,KOH \rightarrow K_2S + 2\,H_2O$$

Nomenclatura

Se les nombra anteponiendo al nombre del metal, el nombre del no-metal terminado en *-uro*.

Ej.
NaCl cloruro de sodio
K_2S sulfuro de potasio

- **Hidratos**

Son sustancias constituidas por compuestos iónicos estables que se enlazan con cierto número de moléculas de agua; las moléculas de H2O adheridas se denominan agua de cristalización.

Ej.

$CaSO_4.2H_2O$
$MgSO_4.7H_2O$

Nomenclatura

Se nombra primero al compuesto anhidro y a continuación el número de moléculas de agua terminando en *-hidrato*.

Ej.

$CaSO_4.2H_2O$
sulfato de calcio dihidratado
(yeso)

$CuSO_4.5H_2O$
sulfato de cobre(II) pentahidratado
(azul de vitriolo).

EJERCICIOS RESUELTOS

1. ¿En qué compuesto tiene el metal un estado de oxidación igual a +4?

   A) $BaSO_4$
   B) SnO_2
   C) Fe_3O_4
   D) CrO_3
   E) $FeSO_4$

   Solución:

   Los metales siempre presentan estados de oxidación positivo, el elemento oxígeno presenta estado de oxidación de –2.

   La sumatoria de los estados de oxidación de los elementos integrantes de una molécula neutra resulta siempre igual a cero.

   En el sulfato de bario, $BaSO_4$, el metal Bario actúa con el E.O. de +2.

   En el óxido estannico, SnO_2, el metal Estaño actúa con el E.O. de +4.

   En el óxido doble de hierro, Fe_3O_4, el metal Hierro actúa con el E.O. de +8/3.

   En el óxido crómico, CrO_3, el metal Cromo actúa con el E.O. de +6.

   En el sulfato ferroso, $FeSO_4$, el metal Hierro actúa con el E.O. de +2.

   Luego la alternativa B es la correcta.
   Rpta: B

2. Indicar verdadero (V) o falso (F) según corresponda.

   ( ) Las sales haloideas presentan oxigeno necesariamente.
   ( ) Las sales haloideas se nombran con la terminación *ito* o *ato.*
   ( ) Las sales oxisales no presentan oxígeno.
   ( ) Las sales oxisales se nombran con la terminación *uro*.

   A) FFFF
   B) VVVV
   C) FVVF
   D) VVFF

E) FFVV

Solución:

De acuerdo a la teoría de sales haloideas y oxisales se tiene que:

I. Falso: Las sales haloideas no presentan átomos de oxígeno.
II. Falso: Las sales haloideas se nombran con la terminación *uro.*
III. Falso: Las sales oxisales si presentan átomos de oxígeno.
IV. Falso: Las sales oxisales se nombran con la terminación ito o *ato.*

Luego la alternativa A es la correcta.

Rpta: A

3. Indicar las proposiciones correctas:

I. Los hidruros pueden ser metálicos y no-metálicos.
II. Los óxidos básicos, al ser disueltos en agua forman hidróxidos.
III. Las sales haloideas son generalmente binarias.
IV. Las sales pueden ser ácidas o básicas, pero no neutras.

A) I , II y III
B) I y II
C) III y IV
D) Sólo IV
E) Todas

Solución:

I. Verdadero: Existen hidruros metálicos y no-metálicos.
II. Verdadero: Óxido básico + agua = Hidróxido.
III. Verdadero: Las sales haloideas están formadas por un metal y un no-metal.
IV. Falso: Las sales pueden ser ácidas, básicas o neutras.

Luego la alternativa A es la correcta.

Rpta: A

4. Un compuesto está formado por tres tipos de elementos, de los cuales uno de ellos es el oxígeno.

¿Qué tipo de función puede ser?

I. Oxido ácido.
II. Sal oxisal.
III. Ácido oxácido.
IV. Ácido hidrácido.
V. Sal ácida.
VI. Sal doble.

A) Sólo I
B) II y III
C) II , III y IV
D) Sólo VI
E) IV y V

Solución:

Si la molécula está constituida por tres elementos y uno de ellos es el oxígeno, entonces podría ser:

Una sal oxisal, porque tendría un no-metal, el oxígeno y un metal.

Un ácido oxácido, porque tendría un no-metal, el oxígeno y el hidrógeno.

Luego la alternativa B es la correcta.

Rpta: B

5. Ordenar de mayor a menor atomicidad.

I. Fosfato de potasio.
II. Carbonato de sodio.
III. Nitrato de plata.
IV. Clorato de calcio.
V. Nitrito de magnesio.

A) I , II , III , IV , V
B) I , II , IV , III , V
C) IV , I , II , V , III
D) V , I , IV , III , II
E) IV , I , V , II , III

Solución:

I.	K_3PO_4	: Fosfato de potasio	:	8 átomos
II.	Na_2CO_3	: Carbonato de sodio	:	6 átomos
III.	$AgNO_3$	: Nitrato de plata	:	5 átomos
IV.	$Ca(ClO_3)_2$	: Clorato de calcio	:	9 átomos
V.	$Mg(NO_2)_2$	: Nitrito de magnesio	:	7 átomos

Luego la atomicidad de mayor a menor será: IV , I , V , II , III.

Rpta: E

REACCIONES QUÍMICAS

Se define a una reacción química como el proceso de transformación, cambio o fenómeno, que experimentan las sustancias en su estructura interna, por efecto de variaciones de presión, temperatura, presencia de sustancias químicas, catalizadores o agentes energéticos; para formar nuevas sustancias de composición distinta, sin la modificación de los elementos químicos iniciales.

Una ecuación química es la representación simbólica de una reacción química, donde se especifica la parte cualitativa y cuantitativa de los reactantes y productos; las reacciones químicas se representan a través de una ecuación química balanceada, en estas ecuaciones a las sustancias iniciales se les denomina reactantes o reaccionantes y a las sustancias que se obtienen se les denominan productos o resultantes.

Estas ecuaciones son similares a las ecuaciones matemáticas, dado que los dos miembros de la misma tienen que igualarse; es decir, ambos miembros deberán contener el mismo número y tipo de elementos, aunque su ordenamiento sea distinto.

En consecuencia, podemos afirmar que una reacción química es el paso de un sistema de condiciones iniciales a condiciones finales.

En general tenemos:

$$\underset{\text{Reactantes}}{A + B} \rightarrow \underset{\text{Productos}}{C + D}$$

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(\ell)}$$

$$MnO_{2(s)} + 4\,HCl_{(aq)} \rightarrow MnCl_{2(aq)} + Cl_{2(g)} + 2\,H_2O$$

$$AgNO_{3(aq)} + NaCl_{(aq)} \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_{3(aq)}$$

$$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_2\uparrow + 4\,H_2O_{(\ell)} + 341\ \text{kcal/mol}$$

En las ecuaciones químicas se suele indicar el estado físico de las sustancias participantes; en tal razón debe considerarse que:

- Sólido (reactante) = (s)
- Sólido (producto) = (↓)
- Líquido (reactante o producto) = (ℓ)
- Gaseoso (reactante) = (g)
- Gaseoso (producto) = (↑)
- Vapor (producto) = (v)
- Solución (reactante o producto) = (sol)
- Solución acuosa (reactante o producto) = (aq o ac)
- Sólido cristalino = (c)

EVIDENCIAS DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

La ocurrencia de una reacción química en forma natural o artificial, puede ir acompañada de una evidencia de cambio de alguna propiedad física y son criterios válidos para clasificar una reacción química; estas evidencias pueden ser percibidas por nuestros sentidos.

- **Cambio de color, sabor u olor**

  Los cambios en el color son frecuentes en las combinaciones de sustancias, pero uno de los factores identificadores de toda reacción química es un *cambio de color inesperado*; por ejemplo, se esperaría que un líquido azul se combine con uno amarillo para producir un líquido verde, sin embargo, si los mismos dos líquidos generan un producto rojo, esto sería evidencia de una reacción química; esto puede suceder entre dos líquidos y también cuando un sólido se disuelve en un líquido.

  El cambio de color, ocurre comúnmente en las reacciones donde se forman compuestos de metales de transición, como por ejemplo el cobre.

  El cobre metálico (rojizo) al oxidarse puede formar un sólido de color negro, CuO, óxido de cobre(II).

  $$\underset{\text{rojizo}}{2\,Cu_{(s)}} + O_{2(g)} \rightarrow \underset{\text{negro}}{2\,CuO_{(s)}}$$

  Cobre

  Óxido de cobre (II)

  El cambio de sabor u olor ocurre en algunas reacciones como las de fermentación o las de formación de algunos ésteres.

- **Liberación o absorción de energía calorífica**

  Es muy común que las sustancias que participan en una reacción química produzcan un cambio en la temperatura; esta no proviene de una fuente de calor externa, sino que es generada por un cambio de energía dentro de la reacción; la modificación química puede originar un aumento o una disminución de la temperatura de la mezcla reactiva.

  Ej.

  La reacción entre el metano y el oxígeno, llamada reacción de combustión, libera gran cantidad de energía calorífica.

  $$C_3H_{8(g)} + 5\,O_{2(g)} \rightarrow 3\,CO_{2(g)} + 4\,H_2O_{(v)} + 341\ \text{kcal/mol}$$

Combustión del gas propano

- **Generación y desprendimiento de un gas**

  Un gas puede formarse cuando se combinan dos líquidos o cuando se combina un líquido con un sólido; a veces, este gas posee un olor característico y otras veces no; en general, es visible en forma de burbujas que se elevan hacia la superficie de la mezcla reactiva; si el gas es muy soluble en la mezcla, en este caso, es muy difícil observar su formación en la mezcla.

  La generación y desprendimiento de un gas acontece generalmente en las reacciones de efervescencia; por ejemplo, al agregar gotas de limón al bicarbonato de sodio $NaHCO_3$, se forma un burbujeo al liberarse dióxido de carbono, CO_2.

  Ej.

  De la reacción del bicarbonato de sodio con ácido clorhídrico, se desprende dióxido de carbono gaseoso.

  $$NaHCO_{3(s)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)} + CO_2\uparrow$$

Reacción del bicarbonato de sodio con ácido clorhídrico.

- **Formación de precipitados**

  Un precipitado es un sólido poco soluble que se forma cuando se mezclan dos líquidos y reaccionan posteriormente; es una sustancia diferente a ambos reactivos y no se disuelve en la mezcla reactiva.

  Puede precipitar o permanecer suspendida en la solución; en general, el precipitado puede identificarse teniendo en cuenta las reglas de solubilidad.

  Ej.

  Si se combina el $KI_{(aq)}$ y $AgNO_{3(aq)}$, se forma el $AgI_{(s)}$, insoluble en agua además de $KNO_{3(aq)}$.

$$2\ KI_{(aq)} + Pb(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow PbI_2\downarrow + 2\ KNO_{3(aq)}$$

CLASIFICACIÓN DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Atendiendo a diversos aspectos, las reacciones químicas pueden clasificarse de la siguiente manera:

De acuerdo a la forma o al mecanismo de la reacción

- <u>Reacciones de elementos entre sí (síntesis)</u>

  Son reacciones que consisten en que dos (2) o más reactantes se combinan para forman un (1) solo producto; en este tipo de reacciones generalmente se libera calor, es decir son exotérmicas.

  Es típica en la formación de un compuesto por combinación directa de sus elementos (síntesis).

  $$A + B \rightarrow AB$$

  $2\ H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ H_2O_{(v)}$ (Síntesis de Lavoisier)

  $N_{2(g)} + 3\ H_{2(g)} \rightarrow 2\ NH_3\uparrow$ (Síntesis de Haber-Bosch)

  $2\ Ca_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\ CaO_{(s)}$ (Oxidación)

  $2\ Na_{(s)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ NaCl_{(s)}$ (Síntesis de cloruro de sodio)

- <u>Reacciones de adición de moléculas</u>

  Cuando se combinan dos (2) o más moléculas para formar un solo producto.

  $$AB + C \rightarrow ABC$$

  $$HCl_{(g)} + NH_{3(g)} \rightarrow NH_4Cl_{(s)}$$

  $$C_2H_{2(g)} + 2\ H_{2(g)} \rightarrow C_2H_6\uparrow$$

  $$Na_2CO_{3(s)} + CO_{2(g)} + H_2O_{(\ell)} \rightarrow 2\ NaHCO_{3(s)}$$

- <u>Reacciones de descomposición</u>

  Son reacciones inversas a las anteriores; a través de estas reacciones se trata de obtener sustancias más simples a partir de una sustancia más compleja, por efecto de la adición de algún catalizador o agente energético externo tal como: electricidad ($\not\subset$), calor (Δ), etc.

$$AB \xrightarrow{\not\subset,\ \Delta,\ etc} A + B$$

- Reacciones de calcinación o pirolisis

  La pirolisis se puede definir como la descomposición térmica de un material en ausencia de oxígeno o cualquier otro reactante; esta descomposición se produce a través de una serie compleja de reacciones químicas y de procesos de transferencia de materia y calor.

$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} CaO_{(s)} + CO_2\uparrow$$

$$2\ KClO_{3(s)} \xrightarrow{\Delta} 2\ KCl_{(s)} + 3\ O_2\uparrow$$

  Δ = Energía calorífica.

- Reacciones de electrólisis

  La electrólisis es el proceso que separa los elementos de un compuesto por medio de la corriente eléctrica. En ella ocurre la captura de electrones por los cationes en el cátodo (una reducción) y la liberación de electrones por los aniones en el ánodo (una oxidación).

$$2\ H_2O_{(\ell)} \xrightarrow{\not\subset} 2\ H_2\uparrow + O_2\uparrow$$

$$2\ NaCl_{(aq)} \xrightarrow{\not\subset} 2\ Na_{(s)} + Cl_2\uparrow$$

  $\not\subset$ = Energía eléctrica.

- Reacciones de catálisis

  La catálisis es el proceso mediante el cual se incrementa o disminuye la velocidad de una reacción química, ello debido a la participación de una sustancia denominada catalizador; siendo los inhibidores quienes desactivan el proceso de catálisis.

  Un aspecto importante es que el catalizador no se modifica durante la reacción química, lo que lo diferencia de un reactivo.

  Se observa que, en la catálisis, la sustancia que actúa como catalizador no aparece en los productos, ya que solo varía la rapidez con que se desarrolla la reacción o posibilita una reacción.

$$2\ H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} 2\ H_2O + O_2\uparrow$$

$$2\ NH_3 \xrightarrow{W} 3\ H_2\uparrow + N_2\uparrow$$

- Reacciones enzimáticas

  Esta reacción se lleva a cabo por medio de una enzima.

$$\underset{\text{glucosa}}{2\ C_6H_{12}O_6} \xrightarrow{enzima} \underset{\text{etanol}}{2\ C_2H_5OH} + 2\ CO_2\uparrow$$

- Reacciones de fotólisis

  Se denomina fotólisis, foto-disociación o foto-descomposición a la disociación de moléculas debido a la ruptura de los enlaces químicos por efecto de la energía radiante que interacciona con la molécula objetivo; este es el proceso sobre el que se basa la fotosíntesis de las plantas.

  La foto-disociación o foto-descomposición no está limitada al espectro visible; cualquier fotón con suficiente energía puede afectar los enlaces químicos de un compuesto químico.

  Como la energía fotónica es directamente proporcional a la frecuencia de la radiación electromagnética en la que se encuentra dichos fotones, la energía del campo visible o mayor, como la radiación ultravioleta UV, rayos X y rayos gamma γ, son generalmente las más empleadas en tales reacciones.

$$2\ H_2O_2 \xrightarrow{luz} 2\ H_2O + O_2\uparrow$$

- <u>Reacciones de desplazamiento o sustitución simple</u>

  A estas reacciones se les denominada también como de simple desplazamiento, en este caso un elemento desplaza a otro que se encuentra formando un determinado compuesto.

$$A + BC \rightarrow AC + B$$

$$Zn_{(s)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow ZnSO_{4(s)} + H_2\uparrow$$

$$9\ Fe_{(s)} + 4\ Al_2O_{3(s)} \rightarrow 3\ Fe_3O_{4(s)} + 8\ Al_{(s)}$$

- <u>Reacciones de doble desplazamiento o dobles sustitución</u>

  También se les denomina de doble desplazamiento o metátesis, en este tipo de reacciones, sucede un intercambio de elementos entre dos (2) compuestos diferentes y de esta forma se originan nuevos compuestos; es importante indicar que en las reacciones de metátesis no existe cambio en el estado de oxidación de los elementos que participan.

$$AB + CD \rightarrow AD + CB$$

- Reacción con precipitación

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4\downarrow + 2\ HCl$$

- Reacción de neutralización

$$3\ H_2SO_4 + 2\ Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\ H_2O$$

$$2\ H_3PO_4 + 3\ Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6\ H_2O$$

- Reacción con formación de gas

$$2\ HCl + ZnS \rightarrow ZnCl_2 + H_2S\uparrow$$

$$H_2SO_4 + 2\ NaCl \rightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl\uparrow$$

- Reacciones de isomerización

Son aquellas reacciones en las que se produce un arreglo intra-molecular de sus unidades estructurales, formándose el isómero correspondiente.

$$ABC \rightarrow BCA$$

$$CH_3-C\equiv C-CH_3 \underset{158°}{\overset{NaNH_2}{\rightleftarrows}} CH_3-CH_2-C\equiv CH$$

$$CH_3-(CH_2)_2-CH_3 \xrightarrow{Calor} CH_3-CH(CH_3)-CH_3$$

De acuerdo a la termodinámica de la reacción

En toda reacción siempre ocurre liberación o absorción de energía, pudiendo ser luminosa, calorífica, etc.

- Reacciones exotérmicas[1]

Toda transformación química o física que sufre cualquier sustancia siempre va acompañada de un cambio energético; en ciertas transformaciones químicas, la energía es liberada en forma de calor hacia los alrededores; este tipo de reacciones se denominan exotérmicas.

En general las reacciones exotérmicas, son aquellas reacciones en donde se libera o emite energía hacia el medio que lo rodea, ello como consecuencia de que la energía total de los reactantes es mayor que la energía total de los productos; corresponden a este tipo, las reacciones de combustión, las reacciones de neutralización ácido-base y en general, las reacciones de adición.

$$A + B \rightarrow C + D + Energía \quad (\Delta H < 0)$$

$$C_3H_8 + 5\ O_2 \rightarrow 3\ CO_2 + 4\ H_2O + 341\ kcal/mol$$

$$\Delta H = -341\ kcal/mol$$

$$4\ Al + 3\ O_2 \rightarrow 2\ Al_2O_3 + 22\ kcal/mol$$

$$\Delta H = -22\ kcal/mol$$

- Reacciones endotérmicas

Son aquellas reacciones en donde se absorbe energía del medio que la rodea o artificialmente se le debe suministrar calor, ello como consecuencia de que la energía total de los reactantes es menor que la energía total de los productos.

En este grupo se encuentran las reacciones de descomposición térmica o de pirolisis.

$$A + B + Energía \rightarrow C + D \quad (\Delta H > 0)$$

$$H_2O + C + 31{,}4\ kcal/mol \rightarrow H_2 + CO$$

$$\Delta H = +31{,}4\ kcal/mol$$

$$2\ NH_3 + 22\ kcal/mol \rightarrow N_2 + 3\ H_2$$

$$\Delta H = +22\ kcal/mol$$

De acuerdo al sentido

- Reacciones irreversibles

Estas reacciones sólo suceden en un solo sentido hasta que la reacción se completa y en la ecuación química se indican colocando (→) entre reactantes y productos. Generalmente ocurren cuando se forman precipitados, se liberan gases en recipientes abiertos o se forman productos muy estables que no reaccionan para formar las sustancias iniciales o reactantes.

$$Reactantes \rightarrow Productos$$

$$2\ KClO_3 \rightarrow 2\ KCl + 3\ O_2\uparrow$$

$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$

$$NaCl + AgNO_3 \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$$

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

- Reacciones reversibles

Son aquellas reacciones que suceden simultáneamente en ambos direcciones de manera tal que transcurrido un determinado tiempo se establece un equilibrio químico; se identifican colocando (⇆).

Generalmente se llevan a cabo en un sistema cerrado, en donde los productos que se forman,

[1] Entalpia (H): Contenido calorífico o térmico de una sustancia bajo presión constante, se expresa en kcal/mol, kJ/mol, etc.
Entalpía de reacción (ΔH): Denominada también calor de reacción, es la energía que se libera o absorbe en el transcurso de una reacción química.
Entalpía estándar (ΔH°): Cuando la reacción se realiza a condiciones normales, esto es: 1 atm de presión y a 25 °C.

interactúan entre sí para reaccionar regenerando los reactantes, hasta alcanzar un equilibrio químico de naturaleza dinámica.

Reactantes ⇆ Productos

$H_2 + I_2 \leftrightarrows 2\,HI$

$NH_4OH \leftrightarrows NH_3 + H_2O$

Reacciones especiales

- Reacciones de combustión

Son reacciones exotérmicas en donde una sustancia se combina con el oxígeno y como consecuencia de ello se desprende calor y luz. Las reacciones de combustión especialmente en sustancias orgánicas pueden ser: completa o incompleta.

- Reacción de combustión completa

Son aquellas reacciones donde sus productos son CO_2 y H_2O

$C_xH_y\ (C_xH_yO_z) + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O + \text{calor} + \text{luz}$

$C_2H_5OH + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO_2 + 3\,H_2O + \text{calor} + \text{luz}$

- Reacción de combustión incompleta

Son aquellas reacciones en donde debido a la deficiencia de oxígeno, los productos son: CO + H_2O, si es muy deficiente sus productos son: C (hollín) + H_2O, o la combinación de ambos.

$2\,C_8H_{18} + 17\,O_2 \rightarrow 16\,CO + 18\,H_2O + \text{calor} + \text{luz}$

$2\,C_8H_{18} + 9\,O_2 \rightarrow 16\,C + 18\,H_2O + \text{calor} + \text{luz}$

$C_3H_8 + 3\,O_2 \rightarrow 2\,CO + C + 4\,H_2O + \text{calor} + \text{luz}$

- Reacciones Óxido-Reducción (REDOX)

Son aquellas reacciones en donde se verifican simultáneamente los procesos de oxidación y reducción.

$2\,HNO_3 + 6\,HI \rightarrow 2\,NO + 3\,I_2 + 4\,H_2O$

- Oxidación

Es aquel proceso químico en donde un átomo, molécula o ion pierde electrones; en la oxidación el átomo incrementa algebraicamente su estado de oxidación.

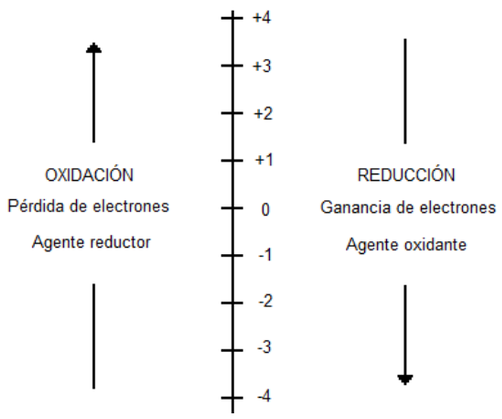
$Al^0 \rightarrow Al^{3+} + 3\,e^-$
$H_2 \rightarrow 2\,H^+ + 2\,e^-$
$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$

- Reducción

Es aquel proceso químico en donde un átomo, molécula o ion gana electrones; en la reducción el átomo disminuye algebraicamente su estado de oxidación.

$O_2 + 4\,e^- \rightarrow 2\,O^{2-}$
$Sn^{4+} + 2\,e^- \rightarrow Sn^{2+}$
$N^{5+} + 8\,e^- \rightarrow N^{3-}$

Estados de oxidación



Las reacciones REDOX pueden clasificarse en tres grupos:

- Reacción redox inter-molecular

Son las reacciones redox más comunes, se caracterizan porque el elemento que se oxida y el elemento que se reduce se encuentran presentes en sustancias químicas diferentes, por ello el agente oxidante y el agente reductor son sustancias diferentes.

Ej.

$2\,HNO_3 + 3\,H_2S \rightarrow 2\,NO + 3\,S + 4\,H_2O$

$MnO_2 + 4\,HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$

- Reacción redox intra-molecular

En este caso, el elemento que se oxida y el elemento que se reduce se encuentran en la misma sustancia, por consiguiente, el agente oxidante y el agente reductor es el mismo compuesto.

Ej.

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow Cr_2O_3 + N_2 + 4\,H_2O$

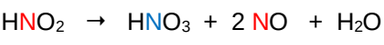
$2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3\,O_2$

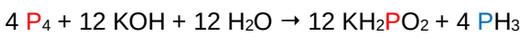
- Reacción redox de dismutación o desproporción

  Denominada también de autorreducción-oxidación, son aquellas en donde un mismo elemento se oxida y se reduce a la vez, por lo tanto, una misma sustancia química es oxidante y reductor.

  En este tipo de reacciones un reactivo siempre contiene un elemento que puede tener por lo menos tres estados de oxidación; el elemento mismo está en un estado de oxidación intermedio, es decir, pueden existir estados de oxidación superior e inferior para el mismo elemento

  Ej.





AJUSTE DE ECUACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

Para que una ecuación química esté correctamente formulada es necesario alcanzar que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos miembros de la ecuación, procurando dar cumplimiento a la Ley de la Conservación de la Materia enunciada por A.L. Lavoisier, según la cual:

La materia no se crea ni se destruye sólo se transforma.

No se debe considerar para estos casos las reacciones de fusión y fisión nuclear.

Existen diversos métodos para balancear una ecuación química, entre ellos tenemos:

Método de Tanteo

Se utiliza para balancear ecuaciones relativamente sencillas; para ello debe tenerse en cuenta las siguientes recomendaciones:

- Empezar con los elementos metálicos o por aquel elemento que se encuentra presente en pocas sustancias.
- Si existieran hidrógenos u oxígeno, es recordable dejar su igualación para el final.
- Si un coeficiente no es un número entero, entonces se debe multiplicar a todos por el mayor de los denominadores, obteniéndose de esta manera coeficientes enteros.

Los principios de la oxidación-reducción son la base de dos métodos sencillos y sistemáticos de ajuste de estas reacciones, estos métodos son el método Redox o Estado de Oxidación y el método del ion-electrón.

Método Redox

Se trata de un método netamente químico que se basa en el cambio del estado de oxidación que experimentan algunas sustancias dentro de una reacción química.

La predicción de algunos o todos los productos de una reacción de oxidación-reducción puede lograrse si se tiene presente las siguientes reglas:

- Si se reduce un halógeno libre, el producto de la reducción debe ser siempre el ion halogenuro (carga = -1).
- Si se oxida un metal que sólo tiene una valencia positiva, el estado de oxidación de producto es obvio.
- Las reducciones del ácido nítrico concentrado llevan a NO_2, mientras que la reducción del ácido nítrico diluido puede llevar a NO, N_2, NH_4^+ u otros productos, según la naturaleza del agente reductor y del grado de dilución.
- El ion permanganato, MnO_4^- , se reduce a Mn^{2+} en solución ácida. El producto de reducción del permanganato en solución neutra o alcalina puede ser MnO(OH), MnO_2 o MnO_4^{2-}.
- Si se reduce un peróxido, el producto de la reducción debe contener oxígeno en el estado de oxidación - 2, como en el H_2O u OH^-. Si se oxida un peróxido, se forma oxígeno molecular, O_2.
- El dicromato, $Cr_2O_7^{2-}$, se reduce en solución ácida hasta Cr^{3+}.

Reglas para el balance de ecuaciones por el método Redox:

1. Escribir una ecuación esquemática que incluya, como fórmulas principales, aquellos reactivos y productos que contienen los elementos que sufren un cambio en el estado de oxidación.
2. Observar en la ecuación esquemática qué sustancia es el agente oxidante y cuál es el agente reductor; además, cuales son los átomos que en ellos experimentan una variación en su estado de oxidación.

   Calcular el número de oxidación de estos átomos de los compuestos tanto en su forma oxidada como en su forma reducida.
3. En la ecuación esquemática, multiplique las fórmulas principales por números tales que hagan que el número total de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de electrones ganados por el agente oxidante.

4. Los coeficientes de las restantes sustancias que intervienen en el proceso se establecen en forma automática.

5. Verifique la ecuación final contabilizando el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

Método del Ion-electrón

En la práctica las diversas reacciones químicas se realizan generalmente en medio ácido o básico (alcalino), señalando sólo la especie química (átomo, ion o molécula), que sufre un cambio en su estado de oxidación.

Reglas para el balance de ecuaciones por el método del ion electrón:

1. Escribir una ecuación esquemática que incluya los reactantes y productos que contengan los elementos que sufren un cambio en el estado de oxidación.

2. Escribir una ecuación esquemática parcial para el agente oxidante, con el elemento que está sufriendo una reducción en su estado en cada lado de la ecuación. El elemento no debe escribirse como átomo o ion libre a menos que exista como tal. Debe escribirse como parte de una especie molecular o iónica real.

3. Escribir una ecuación esquemática parcial para el agente reductor, con el elemento que está sufriendo un aumento en el estado de oxidación de cada lado de la ecuación.

4. Ajustar cada ecuación parcial considerando el número de átomos de cada elemento.

   En solución neutra o ácida, se debe agregar H_2O o H^+ para ajustar los átomos de oxígeno e hidrógeno. Los átomos de oxígeno se ajustan primero; para cada átomo de oxígeno en exceso en un lado de la ecuación, el ajuste se asegura agregando un H_2O del otro lado; entonces se utiliza H^+ para ajustar los hidrógenos.

   Obsérvese que no se utilizan O_2 y H_2 para ajustar los átomos de oxígeno e hidrógeno a menos que se sepa cuáles son los principales participantes en la reacción.

   Si la solución es alcalina, se puede utilizar OH^-. Por cada oxígeno en exceso en un lado de la ecuación, el ajuste se asegura agregando un H_2O en el mismo lado y 2 OH^- en el otro lado. Si el hidrógeno sigue sin ajustarse después de haber hecho esto, el ajuste se asegura agregando un OH^- por cada hidrógeno en exceso de mismo lado que se tiene el exceso y un H_2O en el otro lado. Si tanto el oxígeno como el hidrógeno están en exceso en el mismo lado de la ecuación esquemática, puede escribirse un OH^- del otro lado por cada par en exceso de H y O.

5. Si un elemento que está sufriendo un cambio en el estado de oxidación forma un complejo en uno de sus estados de oxidación con algún otro elemento, se ajusta los grupos acomplejantes con especies de ese elemento en el mismo estado de oxidación que aparece en el complejo.

6. Se ajusta cada ecuación parcial con respecto al número de cargas agregando electrones, ya sea en el lado izquierdo o derecho de la ecuación. Si se han seguido cuidadosamente los pasos anteriores, se encontrará que los electrones deben agregarse a la izquierda en la ecuación parcial para el agente oxidante y a la derecha en la ecuación parcial para el agente reductor.

7. Se multiplica cada ecuación parcial por un número determinado, de tal manera que el número total de electrones perdidos por el agente reductor sea igual al número de electrones ganados por el agente oxidante.

8. Se suman las dos ecuaciones parciales que resultan de las ecuaciones. En la ecuación sumada, se cancelan los términos comunes de los dos lados. Todos los electrones se deben cancelar.

9. Para comprender la naturaleza de la reacción, el paso 8 debe considerarse el último paso. Para los cálculos en los que se consideran las masas de los reactivos o de los productos, se debe transformar la ecuación iónica del paso 8 en una ecuación molecular.

   Esto se hace agregando en cada lado de la ecuación, números iguales de los iones que no sufren transferencia electrónica, pero que están presentes junto con los reactivos en las sustancias químicas neutras. Pueden combinarse pares apropiados de iones para dar una fórmula molecular.

10. Se debe verificar la ecuación final contando el número de átomos de cada elemento en cada lado de la ecuación. Si se omite el paso 9, se debe verificar también la carga neta de cada lado.

EJERCICIOS RESUELTOS

1. Indicar la relación incorrecta:

   A) $2\ CaO + SiO_2 \rightarrow Ca_2SiO_4$
   (Desplazamiento simple)

   B) $CaC_2 + 2\ H_2O \rightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$
   (Doble desplazamiento)

   C) $2\ NaCl \rightarrow 2\ Na + Cl_2$
   (Descomposición)

D) $Ag_2O \rightarrow 2\,Ag + O_2$

(Descomposición)

E) $C_6H_6 + H_2 \rightarrow C_6H_{12}$

(Adición de moléculas)

Solución:

La alternativa A es la incorrecta, debido a que la reacción de desplazamiento simple sucede cuando una sustancia al combinarse con otra, se observa que se desplaza uno de los componentes; obteniéndose dos o más sustancias.

El ejemplo de la alternativa A se trata de una reacción de adición molecular; donde se observa que dos sustancias al combinarse forman una sola.

Rpta: A

2. En cuál de las siguientes alternativas es posible que se produzcan sustancias gaseosas.

A) $Ca_3(PO_4)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$ .....
B) $Zn + HNO_3 \rightarrow$ .....
C) $Fe + O_2 \rightarrow$ .....
D) $HCl + NaOH \rightarrow$ .....
E) $Fe_2O_3 + H_2O \rightarrow$ .....

Solución:

Las sustancias en estado gaseoso comúnmente aparecen en las reacciones de desplazamiento, esto es por lo general entre un metal con un ácido.

$Zn + HNO_3 \rightarrow Zn(NO_3)_2 + H_{2(g)}$

Luego la alternativa correcta es la B.

Rpta: B

3. Balancear la siguiente ecuación por el método de Tanteo:

$$Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Primero el Al

$$2\,Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Luego el S

$$2\,Al(OH)_3 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$$

Finalmente, el H (el O se balancea automáticamente)

$$2\,Al(OH)_3 + 3\,H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6\,H_2O$$

4. Balancear por el método Redox:

$$HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + S + H_2O$$

En primer lugar, asignar a todos los átomos sus estados de oxidación.

$$H^+N^{5+}O_3^{2-} + H_2^+S^{2-} \rightarrow N^{2+}O^{2-} + S^0 + H_2^+O^{2-}$$

Luego identifique en la ecuación química, quién modifica su número de oxidación y formule las semireacciones de oxidación y reducción.

Reducción $N^{5+} + 3\,e^- \rightarrow N^{2+}$

Oxidación $S^{2-} \rightarrow S^0 + 2\,e^-$

A continuación, multiplique con factores adecuados con el fin de que el número de electrones ganados y perdidos sean iguales.

$$2\,N^{5+} + 6\,e^- \rightarrow 2\,N^{2+}$$

$$3\,S^{2-} \rightarrow 3\,S^0 + 6\,e^-$$

Por último, sume miembro a miembro ambas semireacciones, cancelando los electrones libres y complete el balanceo del resto de elementos por tanteo.

$$2\,N^{5+} + 3\,S^{2-} \rightarrow 2\,N^{2+} + 3\,S^0$$

$$2\,HNO_3 + 3\,H_2S \rightarrow 2\,NO + 3\,S^0 + 4\,H_2O$$

5. Balancear por el método del Ion-electrón:

$$H^+NO_3^- + H_2S \rightarrow NO + S^0 + H_2O$$

Identifique en la ecuación que sustancia está modificando su número de oxidación (átomos, moléculas o iones) y formule las semireacciones de oxidación y reducción respectivamente.

Reducción $NO_3^- \rightarrow NO$

Oxidación $S^{2-} \rightarrow S^0$

Si el medio es Neutro o Ácido, entonces el exceso de oxígeno, O; en un miembro se compensa con igual número de moléculas de agua, H_2O; en el otro miembro, y el exceso de hidrógenos, H; en un miembro se compensa con igual número de H^+ en el otro miembro.

Si el medio es Básico, en el miembro en donde exista un exceso de átomos de oxígeno, O; se adiciona igual número de moléculas de agua, H_2O; que átomos de oxígeno en exceso tenga, luego adicionar el doble de iones OH^- en el otro miembro.

$$NO_3^- + 4\,H^+ \rightarrow NO + 2\,H_2O$$

$$S^{2-} \rightarrow S^0$$

Por último, se efectúa el balance de cargas, para tal fin utilizamos los electrones libres.

$$NO_3^- + 4\,H^+ + 3\,e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O$$

$$S^{2-} \rightarrow S^0 + 2\,e^-$$

Luego multiplique con factores adecuados de manera tal que el número de electrones ganados y perdidos sean iguales.

$$2\,NO_3^- + 8\,H^+ + 6\,e^- \rightarrow 2\,NO + 4\,H_2O$$

$$3\,S^{2-} \rightarrow 3\,S^0 + 6\,e^-$$

Por último, sume miembro a miembro ambas semi-reacciones, cancelando los electrones libres y complete el balanceo del resto de elementos por tanteo.

$$2\,NO_3^- + 8\,H^+ + 3\,S^{2-} \rightarrow 2\,NO + 3\,S^0 + 4\,H_2O$$

$$2\,HNO_3 + 3\,H_2S \rightarrow 2\,NO + 3\,S^0 + 4\,H_2O$$

ESTEQUIOMETRÍA

La estequiometria es aquella parte de la Química que se encarga de estudiar en base a las leyes experimentales que gobiernan a éstas, las relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en una reacción química.

El término estequiometria proviene de las voces griegas *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida); por lo tanto, estequiometria significa, realizar cálculos o medida de cantidades de elementos en la formación de compuestos.

Para efectuar dicho análisis cuantitativo, se recurre a las Leyes experimentales de la combinación química, las cuales se agrupan en dos (2) grandes grupos:

- Leyes Ponderales
- Leyes Volumétricas

LEYES PONDERALES

Son aquellas leyes que relacionan las masas o pesos de las sustancias que participan en la reacción química; todas las leyes ponderales se cumplen a cualquier presión y temperatura de las sustancias participantes.

Ley de la Conservación de la Materia

Fue propuesta por Lavoisier (1789); nos indica que:

La Materia no se crea ni se destruye, solamente se transforma

Por lo que, en toda reacción química, la suma de las masas de las sustancias reaccionantes que se transforman es exactamente igual a la suma de las masas de las nuevas sustancias formadas o productos.

La ley de la conservación de la materia, para una reacción completa (reacción irreversible) puede generalizarse de la siguiente manera:

$$\Sigma \text{ masa (reactantes)} = \Sigma \text{ masa (productos)}$$

Ej.

$$\begin{array}{ccccccc} 2\,Fe & + & 6\,HCl & \rightarrow & 2\,FeCl_3 & + & 3\,H_2 \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 2\text{ at-g} & + & 6\text{ mol-g} & \rightarrow & 2\text{ mol-g} & + & 3\text{ mol-g} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 112\text{ g} & + & 219\text{ g} & \rightarrow & 325\text{ g} & + & 6\text{ g} \end{array}$$

Ley de la Composición Constante o Proporciones Definidas

Fue enunciada por J. Proust (1799); esta ley nos indica que:

Cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto, lo hacen siempre en una relación o proporción en masa fija o invariable

Por consiguiente, cualquier exceso de las sustancias reaccionantes, ellas permanecerán como tales.

Ej.

$$\begin{array}{lccccc} & 2\,H_2 & + & O_2 & \rightarrow & 2\,H_2O \\ & \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ \text{Relación molar} \Rightarrow & 2\text{ mol-g} & + & 1\text{ mol-g} & \rightarrow & 2\text{ mol-g} \\ & \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ \text{Relación de masas} \Rightarrow & 4\text{ g} & + & 32\text{ g} & \rightarrow & 36\text{ g} \end{array}$$

La relación constante y fija entre las masas de H_2 y O_2 para formar H_2O es:

$$\frac{W_{H_2}}{W_{O_2}} = \frac{4\text{ g}}{32\text{ g}} = \frac{1}{8}$$

Ley de las Proporciones Múltiples

Esta ley fue enunciada por John Dalton (1804) y establece lo siguiente:

La razón entre los pesos de un elemento que se combinan con un peso fijo de un segundo elemento, cuando se forman dos o más compuestos, es una razón entre números enteros sencillos, como: 2:1 ; 3:1 ; 3:2 ; 4:3 …. etc.

Ej.

$$\begin{array}{ccccc} \text{Carbono} & + & \text{Oxígeno} & \rightarrow & \text{CO (monóxido de carbono)} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 0{,}75\ \text{g} & + & 1{,}00\ \text{g} & \rightarrow & 1{,}75\ \text{g} \end{array}$$

$$\begin{array}{ccccc} \text{Carbono} & + & \text{Oxígeno} & \rightarrow & CO_2\ \text{(dióxido de carbono)} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 0{,}75\ \text{g} & + & 2{,}00\ \text{g} & \rightarrow & 2{,}75\ \text{g} \end{array}$$

Se observa que la relación de pesos de oxígeno que reaccionan con un peso fijo de carbono (0,75 g) es:

$$\frac{1{,}00\ \text{g}}{2{,}00\ \text{g}} = \frac{1}{2}$$

Ley de las Proporciones Recíprocas (o pesos de combinación)

Fue planteada por J.B. Richter y K.F. Wenzel (1792), establece lo siguiente:

Las masas de diferentes elementos que se combinan con una misma masa de otro elemento, dan la relación en que ellos se combinaran entre sí (*o bien múltiplos o submúltiplos de estas masas*)

Ej.

$$\begin{array}{ccccc} 2\ Ca & + & O_2 & \rightarrow & 2\ CaO \\ \downarrow & & \downarrow & & \\ 80\ \text{g} & & 32\ \text{g} & & \end{array} \qquad (1)$$

$$\begin{array}{ccccc} 2\ H_2 & + & O_2 & \rightarrow & 2\ H_2O \\ \downarrow & & \downarrow & & \\ 4\ \text{g} & & 32\ \text{g} & & \end{array} \qquad (2)$$

En base a los datos experimentales indicados en las reacciones anteriores podemos concluir lo siguiente:

Cuando se combinan el calcio con el hidrógeno para formar el correspondiente hidruro de calcio, (CaH_2), las masas deben siempre estar en la relación de:

$$\frac{80\ \text{g}}{4\ \text{g}} = \frac{20\ \text{g}}{1\ \text{g}}$$

Por lo tanto, las masas que se combinan serian:

$$\begin{array}{ccccc} Ca & + & H_2 & \rightarrow & CaH_2 \\ \downarrow & & \downarrow & & \\ 80\ \text{g} & & 4\ \text{g} & & \\ \downarrow & & \downarrow & & \\ \text{o}\quad 40\ \text{g} & & 2\ \text{g} & & \\ \downarrow & & \downarrow & & \\ \text{o}\quad 20\ \text{g} & & 1\ \text{g} & & \end{array}$$

LEYES VOLUMÉTRICAS

Son aquellas leyes que relacionan el volumen de las sustancias que participan en una reacción química, estas relaciones sólo se limitarán para sustancias *gaseosas* y a sus veces todas deben hallarse bajo las mismas condiciones de presión y temperatura (condiciones de Avogadro).

Fue J. Gay–Lussac (1808) quien investigando las reacciones de los gases estableció las siguientes leyes:

Ley de los Volúmenes Constantes y Definidos

Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, existe una relación constante y definida de números enteros sencillos, entre los volúmenes de las sustancias gaseosas que reaccionan, cualquier exceso deja de combinarse.

Ej.

$$\begin{array}{ccccc} 2\ SO_{2(g)} & + & O_{2(g)} & \rightarrow & 2\ SO_{3(g)} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 2\ \text{mol-g} & + & 1\ \text{mol-g} & \rightarrow & 2\ \text{mol-g} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 2\ V & + & 1\ V & \rightarrow & 2\ V \end{array}$$

En este caso $\underline{V}$ es el volumen que puede ser inclusive el volumen molar (V_m) y que a Condiciones Normales (C.N.) es de 22,4 L/mol-g.

	$N_{2(g)}$ +	$3\ H_{2(g)}$	→	$2\ NH_{3(g)}$
Relación molar	1 mol	3 mol	→	2 mol
Relación volumétrica	1 V	3 V	→	2 V
Litros	1 L	3 L	→	2 L
c.c. (mL)	1 c.c.	3 c.c.	→	2 c.c.
C.N.	22,4 L	3 x 22,4 L	→	2 x 22,4 L

Ley de los Volúmenes Proporcionales

Los volúmenes de dos gases o más que reaccionan con un mismo volumen de un tercero, son los mismos con que reaccionan entre sí.

Ej.

$$\begin{array}{ccccccc} 3\ H_{2(g)} & + & N_{2(g)} & \rightarrow & 2\ NH_{3(g)} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 1\ \text{mol-g} & + & 1\ \text{mol-g} & \rightarrow & 2\ \text{mol-g} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 3\ V & + & 1\ V & \rightarrow & 2\ V \end{array} \qquad (\alpha)$$

$$\begin{array}{ccccccc} 3\ Cl_{2(g)} & + & N_{2(g)} & \rightarrow & 2\ NCl_{3(g)} & & (\beta) \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow & & \\ 3\ mol\text{-}g & + & 1\ mol\text{-}g & \rightarrow & 2\ mol\text{-}g & & \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow & & \\ 3\ V & + & 1\ V & \rightarrow & 2\ V & & \end{array}$$

De la relación α y β:

Como: el H_2 y el Cl_2 reaccionan con un mismo volumen de N_2, entonces ellos reaccionarán entre sí, en la misma relación de volúmenes:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{Cl_2}} = \frac{3}{3} = \frac{1}{1}$$

$$H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \rightarrow 2\ HCl_{(g)}$$

DEFINICIONES IMPORTANTES

Mol

Esta unidad correspondiente al Sistema Internacional de Unidades SI, y se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones u otras partículas) como el número de átomos contenidos en 0,012 kg (12,000 g) de carbono-12 puro.

Una mol es igual al número de Avogadro (6,022 141 29 (30) x 10^{23}) de unidades; las unidades a que nos referimos corrientemente en química son átomos, moléculas, iones, etc.

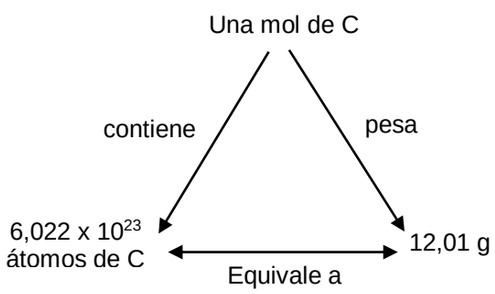
La masa en gramos de una mol se obtiene de su fórmula; es numéricamente igual a la suma de las masas atómicas de los elementos presentes.

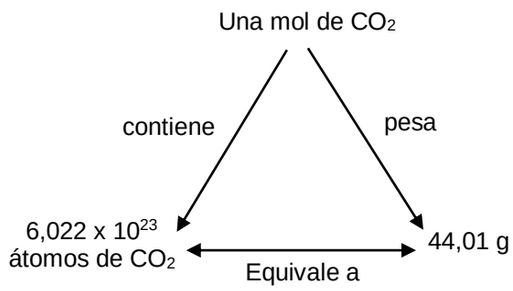
Múltiples experimentos han ajustado es número al valor actual de:

$$1\ mol = 6{,}0221367 \times 10^{23}\ partículas$$

Este número, que suele redondearse a 6,022 x 10^{23}, se denomina *Número de Avogadro*; la masa en gramos de una mol de átomos de un elemento puro es numéricamente igual al peso atómico en uma de dicho elemento.

Una mol de gas contiene 6,022 x 10^{23} moléculas, tiene un peso igual a su peso molecular expresado en gramos y, ocupa un volumen de 22,414 Litros a C.N. (t = 0 ºC y P = 1 atm)





Reactivo limitante (R.L.)

Es aquella sustancia que limita una reacción química; es decir, que la reacción finaliza cuando esta sustancia se consume totalmente, por ello se le denomina sustancia o reactivo limitante.

Cuando se efectúa algún cálculo estequiométrico, no debe tenerse en consideración aquellas cantidades de sustancia que se tienen en exceso.

Eficiencia o rendimiento de una reacción

El rendimiento teórico es la máxima cantidad de un producto que se puede obtener a través de una reacción química; para calcular el rendimiento teórico se supone que todo el reactivo limitante se transforma en producto, aunque esto en realidad rara vez sucede, ya que parte del reactivo limitante se puede consumir en reacciones competitivas y parte se puede perder al separarlo de la mezcla final.

En consideración a estas razones, el *rendimiento real* en las reacciones ordinarias es menor que el rendimiento teórico; por consiguiente, el porcentaje de rendimiento de una reacción química, es de esperar que sea inferior al 100 %.

$$\text{Rendimiento (\%)} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

Contracción Volumétrica (C.V.)

Es la disminución de volumen que experimentan las sustancias gaseosas al reaccionar, y está determinada por la relación existente entre la disminución del volumen, respecto a la suma de volúmenes reaccionantes; se expresa mediante la siguiente expresión matemática:

$$C.V. = \frac{\Sigma\ V\ (reactantes) - \Sigma\ V\ (Productos)}{\Sigma\ V\ (reactantes)}$$

Si en un proceso químico donde intervienen sustancias gaseosas existe un incremento de volumen, se denomina *expansión volumétrica* que es el caso contrario a la contracción volumétrica.

$$\begin{array}{ccccc} 3\ H_{2\,(g)} & + & 1\ N_{2\,(g)} & \rightarrow & 2\ NH_{3\,(g)} \\ \downarrow & & \downarrow & & \downarrow \\ 3\ vol & + & 1\ vol & \rightarrow & 2\ vol \end{array}$$

$$C.V. = \frac{(3 + 1)\ V\ -\ 2\ V}{(3\ +\ 1)\ V} = \frac{1}{2} = 0{,}5\ <> 50\ \%$$

FÓRMULAS QUÍMICAS

En el análisis de un compuesto, lo primero que se debe hacer es, determinar la composición química del mismo, para posteriormente determinar su fórmula simple o empírica; si se determina su peso molecular mediante métodos adecuados, poder expresar su fórmula molecular (sólo si el compuesto es covalente, y por lo tanto sus unidades estructurales son moléculas).

Formula empírica

Denominada también fórmula simple, expresa la relación más simple con números enteros del número de átomos de los distintos elementos de un compuesto.

Se puede determinar conociendo su composición porcentual, o conociendo experimentalmente el peso de cada uno de los elementos en el compuesto.

Los compuestos iónicos se representan únicamente mediante la fórmula simple o empírica.

Fórmula molecular

Es aquella fórmula que indica la relación real o verdadera entre los átomos de los elementos que forman la molécula, se emplea para representar a los compuestos covalentes; la fórmula molecular puede ser la misma que la empírica. Se establece conociendo primero la fórmula empírica y luego el peso molecular del compuesto.

Ejemplo comparativo entre las fórmulas empíricas y moleculares:

Compuesto	Fórmula molecular	K	Fórmula empírica
Benceno	C_6H_6	6	CH
Ácido acético	$C_2H_4O_2$	2	CH_2O
Ácido sulfúrico	H_2SO_4	1	H_2SO_4
Propileno	C_3H_6	3	CH_2
Peróxido de hidrógeno	H_2O_2	2	HO
Ácido oxálico	$C_2H_2O_4$	2	CHO_2
Agua	H_2O	1	H_2O

La fórmula molecular es un múltiplo entero (K) de la fórmula empírica.

$$\text{Fórmula molecular} = K\ (\text{Fórmula empírica})$$

Por lo tanto, el peso molecular real, debe ser un múltiplo entero del peso de la fórmula empírica.

A veces, al representar un compuesto, vamos más allá de su fórmula empírica o molecular, y escribimos su fórmula de tal manera que nos sugiera la estructura del compuesto.

Consideremos, por ejemplo, los compuestos denominados hidratos; estos son sólidos, generalmente iónicos, que contienen moléculas de agua dentro de la red cristalina.

Un ejemplo es el sulfato cúprico hidratado que contiene cinco moléculas de agua por cada sulfato cúprico, $CuSO_4$.

Su fórmula se escribe:

$$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$$

Composición porcentual a partir de la fórmula

La fórmula de un compuesto nos señala el número y la clase de los elementos presentes; se puede utilizar esta información para determinar la composición porcentual en masa de los elementos del compuesto. Los porcentajes se determinan calculando la masa en gramos de cada uno de los elementos que existen en una mol de compuesto, por medio de la siguiente relación.

$$\%\ \text{en peso del elemento X} = \frac{\text{Peso del elemento X}}{\text{Peso molecular del compuesto}} \times 100$$

Ej.

El carbonato ácido de sodio, conocido comúnmente como bicarbonato sódico, se emplea en muchos productos comerciales para combatir la acidez del estómago. Su fórmula es $NaHCO_3$.

¿Cuál es el tanto por ciento en masa del Na, H, C y O que hay en el compuesto?

Solución:

En una mol de $NaHCO_3$, hay:

22,99 g (1 mol) de Na

12,01 g (1 mol) de C

1,01 g (1 mol) de H

48,00 g (3 moles) de O

La masa de una mol de $NaHCO_3$ es:

$$22,99\ g + 1,01\ g + 12,01\ g + 48,00\ g = 84,01\ g$$

$$\%\ de\ Na = \frac{22,99\ g}{84,01\ g} \times 100 = 27,36\ \%$$

$$\%\ de\ C = \frac{12,01\ g}{84,01\ g} \times 100 = 14,30\ \%$$

$$\%\ de\ H = \frac{1,01\ g}{84,01\ g} \times 100 = 1,20\ \%$$

$$\%\ de\ O = \frac{48,00\ g}{84,01\ g} \times 100 = 57,14\ \%$$

Los porcentajes deben sumar, 100.

$$27,36 + 14,30 + 1,20 + 57,14 = 100,00$$

Fórmula empírica a partir de la composición porcentual

Si se conociesen los porcentajes en peso de los elementos de un compuesto es posible deducir la fórmula empírica de una sustancia, para ello se procede en tres etapas:

1. Se determina el número de moles de cada elemento en una muestra del compuesto, por conveniencia 100 g.
2. Mediante los resultados obtenidos en (1) se calculan las relaciones molares más simples de los elementos presentes.
3. Se igualan las relaciones molares a las atómicas, con lo que se puede determinar directamente la fórmula empírica.

Ej.

Considere un compuesto cuyo análisis es de 17,09 % de magnesio, 37,93 % de aluminio y 44,98 % de oxígeno. (a menos que se indique lo contrario, el porcentaje es porcentaje en peso, número de gramos del elemento por 100 g del compuesto).

Solución:

El siguiente cuadro muestra el manejo de la información.

Elemento (E)	Masa de E en 100 g $m\ (E)$	P.at. E (g/mol) $A_r\ (E)$	Cantidad de E en moles de átomos $n = \frac{m}{A_r}$	$\frac{n}{menor\ n}$
Mg	17,09 g	24,31	0,703 mol	1,00
Al	37,93 g	26,98	1,406 mol	2,00
O	44,98 g	16,00	2,812 mol	4,00

Por tanto, la fórmula empírica es: $MgAl_2O_4$

Determinación de la composición porcentual a partir de medidas experimentales

Una vez que se conoce el tanto por ciento en masa de los elementos de un compuesto, el cálculo de la fórmula empírica es inmediato. No obstante, el cálculo de estos porcentajes no es tan sencillo, ya que se han de determinar a partir de medidas experimentales.

Ej.

El alcohol etílico contiene los tres elementos: carbono, hidrógeno y oxígeno. La combustión de 5,00 g de una muestra de alcohol etílico dio: 9,55 g de CO_2 y 5,87 g de H_2O.

Calcular:

a) Las masas de C, H y O en 5,00 g de muestra, suponiendo que todo el carbono se transforma en CO_2 y todo el hidrógeno en H_2O.

b) La composición porcentual de alcohol etílico.

c) La fórmula empírica del alcohol etílico

Solución:

a) Calculemos en primer lugar la masa de carbono que hay en 9,55 g de CO_2. Puesto que en una mol de CO_2, 44,01 g, hay una mol de C, 12,01 g, estas dos cantidades son equivalentes entre sí.

$$12,01\ g\ C \approx 44,01\ g\ CO_2$$

Esta relación nos da el factor de conversión necesario para transformar gramos de CO_2 en gramos de C.

$$masa\ de\ C = 9,55\ g\ CO_2 \times \frac{12,01\ g\ C}{44,01\ g\ CO_2} = 2,61\ g\ C$$

En una mol de H_2O (18,02 g) hay 2 moles de H (2,02 g).

Por tanto,

$$2{,}02\ g\ H \approx 18{,}02\ g\ H_2O$$

$$\text{masa de H} = 5{,}87\ g\ H_2O \times \frac{2{,}02\ g\ H}{18{,}02\ g\ H_2O} = 0{,}658\ g\ H$$

Puesto que la masa total pesa 5,00 g y contiene sólo C, H y O

$$\text{masa de O} = 5{,}00\ g - (2{,}61\ g + 0{,}658\ g)$$

$$= 1{,}73\ g \text{ de O}$$

a)

$$\%\text{ de C} = \frac{\text{masa de C}}{\text{masa muestra}} \times 100$$

$$= \frac{2{,}61\ g}{5{,}00\ g} \times 100 = 52{,}2\ \%$$

Análogamente

$$\%\text{ de H} = \frac{0{,}658\ g}{5{,}00\ g} \times 100 = 13{,}2\ \%$$

$$\%\text{ de O} = \frac{1{,}73\ g}{5{,}00\ g} \times 100 = 34{,}6\ \%$$

b) Ahora se puede calcular la fórmula empírica.

La muestra contiene

2,61 g de C
0,658 g de H
1,73 g de O

Elemento (E)	Masa de E en 100 g m (E)	P.at. E (g/mol) A_r (E)	Cantidad de E en moles de átomos $n = \frac{m}{A_r}$	$\frac{n}{\text{menor } n}$
Cg	2,61 g	12,01	0,217 mol	2,01
H	0,658 g	1,01	0,651 mol	6,03
O	1,73 g	16,00	0,108 mol	1,00

Redondeando a números enteros, tenemos:

2 moles de C : 6 moles de H : 1 mol de O

La fórmula más sencilla del alcohol etílico es: C_2H_6O

Para completar la discusión es conveniente revisar el camino seguido para obtener fórmulas simples a partir de medidas experimentales.

1. Se calculan las masas de cada uno de los elementos presentes en una cantidad dada de compuesto. A veces estos datos se le dan directamente; lo más frecuente es que se le den:

   - El tanto por ciento en peso de los elementos; en este caso es conveniente trabajar con muestras de 100 g de sustancia, con lo que la masa de cada elemento en gramos viene dada directamente por su porcentaje.

   - Las masas obtenidas del análisis de una muestra. Ordinariamente, lo que se conoce es la masa de los productos que se forman al analizar una muestra pesada de compuesto; en este caso, las masas de cada elemento se calculan mediante los factores o relaciones adecuados.

2. Posteriormente, se calcula el número de moles de los distintos elementos.

3. Se determina la relación molar más sencilla de los diferentes elementos presentes; esto da una relación de la forma:

   1 mol de elemento A : X moles de elemento B : Y moles de elemento C.

   Si X e Y son números enteros, digamos 2 y 3, el problema queda resuelto y la fórmula sería AB_2C_3.

   Si X o y son números fraccionarios, se necesita un paso más, debiéndose de multiplicar por el número entero más pequeño que nos dé una relación de números enteros.

   Así, si X fuese 1,5 e Y 2,5, se tendría que multiplicar por 2:

   1 S : 1,5 B : 2,5 C = 2 A : 3 B : 5 C

   Y la fórmula empírica sería: $A_2B_3C_5$

Fórmula molecular a partir de la fórmula empírica

La fórmula molecular es un múltiplo entero de la fórmula empírica; este múltiplo puede ser 1 en el H_2O, 2 en el H_2O_2, 3 en C_3H_6, ……

Para determinar este múltiplo se necesita un dato más, la masa molecular. Comparando ambas masas, la molecular y la de la fórmula empírica, se puede determinar si el número es 1, 2, 3, …..

Ej.

La fórmula empírica de la vitamina C es igual a $C_3H_4O_3$.

En otro experimento se halló que su masa molecular es de unos 180 g/mol.

¿Cuál es su fórmula molecular?

Solución:

La sumatoria de las masas atómicas de la vitamina C es.

$$2\ (12,0)\ +\ 4\ (1,0)\ +\ 3\ (16,0)\ =\ 88,0$$

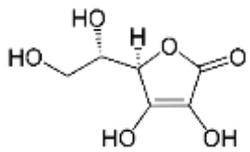
La masa de la fórmula empírica de $C_3H_4O_3$ es 88,0.

La masa molecular aproximada de 180 es el doble aproximadamente, (180/88 = 2,0).

Por tanto, la fórmula molecular es, en este caso el doble de la empírica:

Fórmula molecular de la vitamina C

$$=\ 2\ x\ C_3H_4O_3\ =\ C_6H_8O_6$$



CÁLCULOS A PARTIR DE LAS ECUACIONES QUÍMICAS

En la Química General, los cálculos basados en las ecuaciones químicas son de gran interés debido a la gran cantidad de conocimiento descriptivo y cuantitativo que está condensado en estas. Los números relativos de las sustancias que se indican en una ecuación química ajustada, permiten calcular la cantidad necesaria de un reactivo, y la cantidad de producto que se va a formar si se conoce la cantidad de otro de los reactivos.

En general, las cantidades calculadas son en peso, pero puede hallarse el correspondiente volumen si se conoce, para sólidos y líquidos, su densidad, y para los gases, a partir de la *ecuación general de los gases* que relaciona el volumen con el número de moles o con el peso de la sustancia. Los cálculos de este tipo se basan en un principio muy importante:

Los coeficientes de una ecuación ajustada representan la relación entre el número de moles de los reactivos y productos.

Los ejemplos que a continuación se señalan permiten aclarar los principales tipos de cálculos que con mayor frecuencia pueden darse.

Relaciones peso-peso

Ej.

El yodo puede prepararse mediante la siguiente reacción:

$$2\ NaIO_3 + 5\ NaHSO_3 \rightarrow 3\ NaHSO_4 + 2\ Na_2SO_4 + H_2O + I_2$$

Calcular la cantidad de $NaIO_3$ y $NaHSO_3$ necesarios para producir 500 g de I_2

Solución:

La ecuación muestra que 2 moles de $NaIO_3$ dan lugar, *equivale* [2] ≅ a 1 mol de I_2.

Por tanto.

$$2\ \text{moles}\ NaIO_3\ \cong\ 1\ \text{mol}\ I_2$$

$$?\ g\ NaIO_3 = 500\ g\ I_2\ x\ \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253,81\ g\ I_2}\ x\ \frac{2\ \text{moles}\ NaIO_3}{1\ \text{mol}\ I_2}$$

$$x\ \frac{197,83\ g\ NaIO_3}{1\ \text{mol}\ NaIO_3} = \frac{500\ x\ 2\ x\ 197,89}{253,81}\ g\ NaIO_3$$

$$= 779,68\ g\ NaIO_3$$

La ecuación muestra que 5 moles de $NaHSO_3$ dan lugar a 1 mol de I_2.

Por tanto.

$$5\ \text{moles}\ NaHSO_3\ \cong\ 1\ \text{mol}\ I_2$$

$$?\ g\ NaHSO_3 = 500\ g\ I_2\ x\ \frac{1\ \text{mol}\ I_2}{253,81\ g\ I_2}$$

$$x\ \frac{5\ \text{moles}\ NaHSO_3}{1\ \text{mol}\ I_2}\ x\ \frac{104,06\ g\ NaHSO_3}{1\ \text{mol}\ NaHSO_3} =$$

$$= \frac{500\ x\ 5\ x\ 104,06}{253,81}\ g\ NaHSO_3$$

$$= 1\ 024,98\ g\ NaHSO_3$$

Relaciones peso–volumen

Ej.

Calcular el volumen de cloro a 20 ºC y 754 mm de Hg que puede obtenerse por acción de un exceso de ácido clorhídrico concentrado sobre 30 g de *pirolusita* de un 83,8 % de pureza en MnO_2.

Solución:

[2] El símbolo ≅ significa que las cantidades relacionadas son químicamente equivalentes en la reacción.

La ecuación igualada correspondiente a este proceso es:

$$MnO_2 + 4\,HCl \rightarrow MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2$$

$$?\ L\ Cl_2 = 30\ g\ pirolusita \times \frac{83{,}8\ g\ MnO_2}{100\ g\ pirolusita} \times \frac{1\ mol\ MnO_2}{86{,}94\ g\ MnO_2} \times \frac{1\ mol\ Cl_2}{1\ mol\ MnO_2} \times \frac{1\ mol\ MnO_2}{1\ mol\ Cl_2\ (C.N.)} \times \frac{22{,}4\ L\ Cl_2}{1\ mol\ Cl_2\ (C.N.)} \times \frac{293{,}15\ K}{273{,}15\ K} \times \frac{760\ mm\ Hg}{754\ mm\ Hg} =$$

$$= \frac{30 \times 83{,}8 \times 22{,}4 \times 293{,}15 \times 760}{100 \times 86{,}94 \times 273{,}15 \times 754}\ L\ Cl_2$$

$$= 7{,}01\ L\ Cl_2$$

Ej.

Se quieren obtener 10 litros de oxígeno a 16 ºC y 730 mmHg por descomposición del clorato de potasio $KClO_3$.
Calcular la cantidad de clorato de potasio al 96,4 % de pureza que se necesita.

Solución:

La ecuación igualada correspondiente a este proceso es:

$$2\,KClO_3 \rightarrow 2\,KCl + 3\,O_2$$

$$?\ g\ KClO_3 = 10\ L\ oxígeno \times \frac{273{,}15\ K}{289{,}15\ K} \times \frac{730\ mm\ Hg}{760\ mm\ Hg} \times \frac{1\ mol\ O_2}{22{,}4\ L\ O_2} \times \frac{2\ moles\ KClO_3}{3\ moles\ O_2} \times \frac{122{,}55\ g\ KClO_3}{1\ mol\ KClO_3} =$$

$$= \frac{10 \times 273{,}15 \times 730 \times 2 \times 122{,}55}{289{,}15 \times 760 \times 22{,}4 \times 3}\ g\ KClO_3$$

$$= 33{,}09\ g\ KClO_3$$

Relaciones volumen-volumen

En aquellas reacciones en las que participan sustancias en estado gaseoso, generalmente es de mayor interés averiguar los volúmenes de participación que las masas presentes en una transformación.

Debido a que en las condiciones experimentales de presión y temperatura en las que se verifica la reacción, una mol de cada uno de los gases ocupan según el *Principio de Avogadro* el mismo volumen, las relaciones entre los volúmenes de las sustancias gaseosas reaccionantes vendrán dadas por los coeficientes de dichas sustancias en la ecuación del proceso químico correspondiente.

Ej.

Calcular el volumen de amoníaco que puede obtenerse por síntesis de 40 litros de nitrógeno, ambos volúmenes medidos en las mismas condiciones.

Solución:

La ecuación correspondiente a la formación sintética del amoníaco es:

$$N_2 + 3\,H_2 \rightarrow 2\,NH_3$$

$$?\ L\ NH_3 = 40\ L\ N_2 \times \frac{2\ volúmenes\ NH_3}{1\ volumen\ N_2} = 80\ L\ NH_3$$

Ej.

Calcular el volumen de aire (21 % O_2 y 79 % N_2 en volumen), necesario para la combustión total de 6 litros de sulfuro de hidrógeno y hallar el volumen de la mezcla gaseosa resultante y su composición centesimal.
Solución:

La ecuación de combustión del sulfuro de hidrógeno es:

$$2\,H_2S + 3\,O_2 \rightarrow 2\,SO_2 + 2\,H_2O$$

por consiguiente,

$$?\ L\ aire = 6\ L\ H_2S \times \frac{3\ V\ (O_2)}{2\ V\ (H_2S)} \times \frac{100\ V\ (aire)}{21\ V\ (O_2)}$$

$$= 42{,}86\ litros\ aire$$

$$?\ L\ SO_2 = 6\ L\ H_2S \times \frac{2\ V\ (SO_2)}{2\ V\ (H_2S)} = 6\ L\ SO_2$$

$$?\ L\ N_2 = 42{,}866\ L\ aire \times \frac{79\ L\ N_2}{100\ L\ aire} = 33{,}86\ L\ N_2$$

Volumen de la mezcla resultante

$$33{,}86\ L\ N_2 + 6\ L\ SO_2 = 39{,}86\ L$$

$$\%\ SO_2 = \frac{6\ L\ SO_2}{39{,}86\ L\ de\ mezcla} \times 100\ \% = 15{,}05\ \%\ SO_2$$

$$\%\ N_2 = \frac{33{,}86\ L\ N_2}{39{,}86\ L\ de\ mezcla} \times 100\ \% = 84{,}95\ \%\ N_2$$

SISTEMAS DISPERSOS

Los sistemas dispersos, son mezclas de dos o más sustancias simples o compuestas en donde existe una fase dispersa o discontinua, que generalmente está en menor cantidad y una fase dispersante o continua, que generalmente interviene en mayor proporción.

En la distribución de una sustancia a través de otra, buscando la homogenización de la mezcla podemos encontrar tres situaciones, que dependen del tamaño y del tipo de partículas dispersadas: coloides, suspensiones y soluciones.

Sistema coloidal o dispersión coloidal

Los coloides, sistemas coloidales o dispersiones coloidales, son sistemas en donde las partículas dispersadas son denominadas *micelas*, las cuales permanecen finamente divididas y no se solubilizan en el medio dispersante al cual se le denomina, *fase dispersante o dispersoide*; las micelas poseen un diámetro comprendido entre:

0,001 μ o 1 nm $<$ diámetro de la micela $<$ 0,1 μ o 1000 nm

Los coloides son estables debido al movimiento al azar de sus micelas, ocasionando que colisionen unas contra otras; este fenómeno es conocido con el nombre de *movimiento Browniano*; además poseen la propiedad de difractar la luz, fenómeno que recibe el nombre del *efecto Tyndall*.

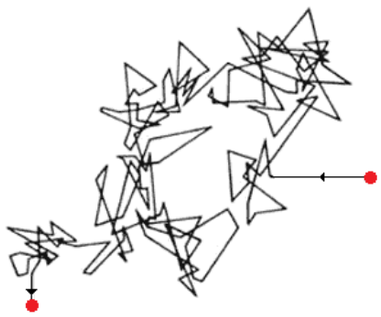
Esto permite diferenciar a un sistema coloidal de una solución propiamente dicha; los componentes de este tipo de sistemas pueden ser separados mediante procedimiento, tales como de, centrifugación, electroforesis, etc.

- **Movimiento Browniano**

  El movimiento Browniano, es el movimiento aleatorio que se observa en algunas partículas microscópicas que se encuentran en un medio fluido.

  El movimiento Browniano pone de manifiesto las variaciones estadísticas que ocurren en un sistema en equilibrio térmico; su interés práctico radica en el hecho de explicar el denominado *ruido* que impone limitaciones en la exactitud de las mediciones físicas más precisas de un sistema en estudio.

  Son ejemplos de este fenómeno, los movimientos observados en las partículas de polvo en una habitación que se desplazan libres al azar en la trayectoria de un rayo de luz que ingresa a través de una ventana o una cortina semiabierta; o partículas de polvo o humo moviéndose a través de un rayo de luz proveniente del cuarto de proyección de una sala de cine.



Movimiento errático que sigue una partícula Browniana

- **Efecto Tyndall**

  Se conoce como *efecto Tyndall*, al fenómeno a través del cual se hace presente la existencia de partículas de tipo coloidal en las disoluciones o también en gases, debido a que éstas son capaces de dispersar la luz.

  Cuando un rayo luminoso atraviesa un recipiente transparente, contenedor de una solución de las denominadas soluciones verdaderas, se hace imposible visualizarlo y por ende observar su trayectoria, por lo que se suele decir también que se trata de una solución ópticamente vacía; en cambio, por ejemplo, si un rayo de luz atraviesa el ramaje de un bosque, la trayectoria que tendrá dicho haz de luz, se encontrará marcada por una correlación de partículas que reflejan y refractan la radiación lumínica, convirtiéndose en centros que emiten luz.

Efecto de los rayos de luz filtrándose entre el ramaje de un bosque, dibujados por el efecto Tyndall

Efecto Tyndall

El recipiente 1 contiene una solución verdadera, en la cual no se aprecia una dispersión de la luz que incide sobre ella; el recipiente 2 posee un sistema coloidal en el que ocurre una dispersión del haz luminoso incidente, *efecto Tyndall*.

Sistemas Coloidales

Estado			Ejemplo
Sistema	Fase dispersante	Fase dispersa	
Sol líquido	Líquido	Sólido	Pinturas, jalea, plasma sanguíneo, detergente en H_2O, etc.
Emulsión	Líquido	Líquido	Leche, crema para la cara, mayonesa, asfalto, etc.
Espuma	Líquido	Gas	Crema batida, espuma para afeitar, espuma de cerveza, etc.
Sol sólido	Sólido	Sólido	Esmeralda, rubí, gemas de color, ciertas aleaciones (duraluminio), etc.
Emulsión sólida	Sólido	Líquido	Ungüentos, geles (queso, gelatina), mantequilla, clara de huevo, etc.
Espuma sólida	Sólido	Gas	Piedra pómez, esponja, pasta de dientes, tecnopor, malvavisco, hule, etc.
Aerosol sólido	Gas	Sólido	Humos, virus aéreos, partículas de polvo en el aire.
Aerosol líquido	Gas	Líquido	Nubes, neblina, spray de aerosol, líquido, vaho, pulverizado liquido etc.
No existe	Gas	Gas	Completamente miscibles, soluciones gaseosas.

Suspensiones

Las suspensiones son mezclas heterogéneas sólido-líquido, constituidas por partículas sólidas pequeñas no solubles que se dispersan en un medio líquido; en ellas, el diámetro de las partículas que se dispersa es:

Diámetro partícula dispersa > 0,1 μ o 1 000 nm

En las suspensiones se puede apreciar una fase sólida discontinua o dispersa formada por partículas sólidas insolubles finamente divididas suspendidas en un medio dispersante; así mismo, se puede apreciar una fase líquida continua o dispersante, consistente en un líquido: acuoso o semisólido (graso), que tiene cierta consistencia.

En las suspensiones existe poca afinidad entre la fase dispersa y el dispersante; por efecto de la gravedad la fase dispersa puede sedimentar, pudiendo ser separados sus componentes mediante procedimientos físicos tales como: filtración, sedimentación, etc.

Soluciones o disoluciones

Se definen a las soluciones como mezclas homogéneas de dos o más sustancias puras, las mismas que pueden hallarse en cualquiera de los tres estados fundamentales de la materia: sólido, líquido o gaseoso.

Al afirmar que es una mezcla homogénea, indicamos que las soluciones poseen las mismas propiedades físicas y químicas en toda su extensión, fenómeno conocido como: *isotropismo*.

La composición de una solución es variable dentro de ciertos límites y en la cual no existe la formación de un precipitado; en este doble aspecto se diferencian de las mezclas, que son sistemas heterogéneos, pero cuya composición es variable; en contraposición un compuesto es de naturaleza homogénea, pero tiene una composición constante y definida.

Los componentes de una solución se designan generalmente como *soluto* y *solvente o disolvente* y, entre ellos debe existir cierta afinidad; no se pueden diferenciar a simple vista incluso empleando potentes microscopios.

El *soluto* es la sustancia que se disuelve, dispersa o disgrega en el *solvente* que es el medio de dispersión, cuya fase conserva cuando se forma la solución; si todos los componentes de una solución se encuentran en la misma fase, el solvente será aquel que se encuentra en mayor proporción.

Diámetro del soluto < 0,001 μ o 1 nm

Existen diversas formas de clasificar las soluciones; una de ellas es por el número de componentes que la constituyen; así tenemos: soluciones binarias, ternarias; si la constituyen más de tres componentes, se les denomina solución multicomponente o compleja.

Otro sistema de clasificación de las soluciones es según el estado físico de sus componentes: sólido, líquido o gaseoso; según el estado físico del soluto y del solvente existen nueve clases teóricamente posibles de soluciones.

Soluciones binarias

Estado			Ejemplo
Solución	Solvente	Soluto	
Gaseoso	Gas	Gas	Todas las mezclas gaseosas: aire seco
Gaseoso	Gas	Líquido	Agua en el aire (aire húmedo)
Gaseoso	Gas	Sólido	Partículas de polvo en el aire: Iodo o naftalina, $C_{10}H_8$ sublimados en el aire,
Líquido	Líquido	Gas	O_2, CO_2, HCHO (formol), $NH_{3(g)}$ o HCl en el agua
Líquido	Líquido	Líquido	Gasolina, petróleo, alcohol en agua (aguardiente), vinagre (ácido acético en agua), Agua oxigenada (H_2O_2 en agua).
Líquido	Líquido	Sólido	Salmuera (NaCl en agua), Dextrosa ($C_6H_{12}O_6$ en agua)
Sólido	Sólido	Gas	H_2 en Pt o Pd, (oclusión)
Sólido	Sólido	Líquido	Hg en Au o Ag (amalgamas).
Sólido	Sólido	Sólido	Au y Ag; Co y Ni; C en Fe (acero), Sn en Cu (bronce), Zn en Cu (latón)

Las soluciones más comunes son aquellas en las que el solvente es un líquido por lo que al hablar de soluciones debe sobreentenderse casi siempre esta clase de soluciones y con más frecuencia las soluciones acuosas.

Cabe señalar que las aleaciones son disoluciones que se efectúan al estado fundido de los componentes a elevadas temperatura; y las soluciones gaseosas están por su naturaleza sujeta a ciertas condiciones de presión y temperatura.

La solubilidad de las sustancias

La solubilidad es una propiedad física muy importante, que se le define como:

Cantidad máxima de un soluto que se disuelve en una cantidad determinada de solvente para formar una solución estable a una determinada temperatura.

Matemáticamente se puede expresar de la siguiente forma:

$$S_{(t\ ^oC)} = \frac{W_{máx.\ sto}}{100\ g\ ste}$$

La temperatura considerada es generalmente de 20 o 25 °C, cuando no es posible o no es necesario indicar la solubilidad exacta de las sustancias, se usa algún término que describa su magnitud como, por ejemplo: muy soluble, (menos de una parte), bastante soluble (entre uno y diez partes), soluble (entre diez y treinta partes), escasamente soluble (entre treinta y cien partes), poco soluble (entre cien y mil partes), muy poco soluble (entre mil y diez mil partes).

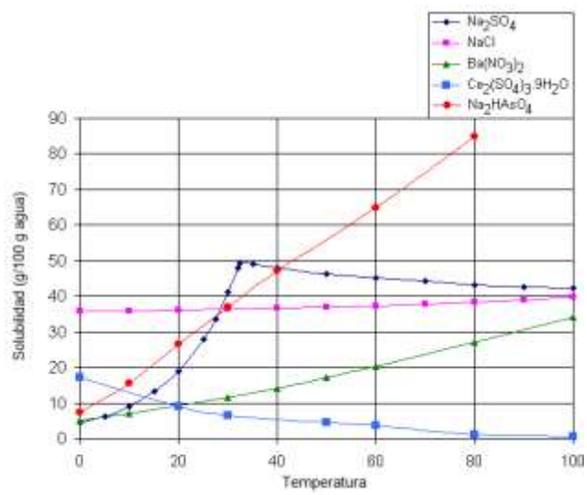
Efecto de la temperatura en la solubilidad

La disolución de un sólido iónico en un líquido es casi siempre un proceso endotérmico, debido a que debe absorberse calor para romper la estructura de la red cristalina del sólido.

El efecto de los cambios de temperatura en un proceso de disolución depende de los cambios de entalpía del sistema; en todos aquellos en los que el soluto se disuelve a través de un proceso endotérmico, ($\Delta H > 0$) el proceso de disolución se incrementará en la medida que aumente la temperatura.

Si el proceso de disolución es exotérmico ($\Delta H < 0$), la solubilidad disminuirá conforme se incrementa la temperatura.

Solubilidades de varios sólidos iónicos comunes en función de la temperatura



Terminología de las soluciones

La concentración de una solución nos muestra las cantidades relativas de sus componentes, estas relaciones pueden expresarse en forma cualitativa o cuantitativa; es frecuente la utilización de adjetivos como: *diluida o concentrada*, para describir una disolución cualitativamente.

Si la cantidad de soluto es relativamente pequeña respecto a la cantidad de solvente, se dice que está *diluida*; y en caso contrario se le conoce como *concentrada.*

UNIDADES DE CONCENTRACIÓN

La concentración de una solución nos indica la cantidad de soluto presente en una determinada

cantidad de solvente o solución; según las unidades que se empleen, las unidades de concentración pueden ser físicas o químicas; las *unidades físicas* se expresa en gramos lo concerniente al peso y mililitros[1], centímetros cúbicos o litros en lo que se refiere al volumen; las *unidades químicas*, en moles o equivalentes químicos.

UNIDADES FÍSICAS DE CONCENTRACIÓN

Las principales unidades físicas de concentración son:

- ***Tanto por uno o por ciento en peso o en volumen***

  Expresa la cantidad de cada componente, en peso o en volumen, en 1 o en 100 partes, en peso o en volumen de disolución.

  El porcentaje en peso % (p/p); expresa los gramos de soluto disueltos en 100 gramos de solución.

  En térmicos matemáticos tenemos:

$$\% W_{sto} = \frac{W_{sto}}{W_{sol}} \times 100$$

  W_{sto} : Peso de soluto
  W_{sol} : Peso de solución ⇨ $W_{sol} = W_{sto} + W_{ste}$

  El porcentaje en volumen % (v/v); expresa el volumen de soluto disuelto en 100 volúmenes de solución.

  En términos matemáticos tenemos:

$$\% V_{sto} = \frac{V_{sto}}{V_{sol}} \times 100$$

  V_{sto} : Volumen de soluto
  V_{sol} : Volumen de solución

  El porcentaje peso a volumen % (p/v); expresa los gramos de soluto que hay disueltos en 100 ml de solución.

  En términos matemáticos tenemos:

$$\% \frac{W}{V} = \frac{W_{sto}}{V_{sol}} \times 100$$

  W_{sto} : Peso de soluto
  V_{sol} : Volumen de solución

Ej.

En un litro de una solución de H_2SO_4 a 20 °C, cuya densidad es 1,8144 g/mL existen 1 633 g de H_2SO_4.

Determinar:

a) El tanto por ciento en peso de H_2SO_4:

1 L de solución de H_2SO_4 pesa 1 814,4 g

$$\frac{1\ 633\ g\ H_2SO_4}{1\ 814,4\ g\ solución} = 0,9\ \frac{g\ H_2SO_4}{g\ solución}$$

= 90,00 % de H_2SO_4 en peso/peso

b) El tanto por ciento en volumen (volumen de H_2SO_4 en 100 mL de solución):

$$\frac{1\ 633\ g\ de\ H_2SO_4}{\frac{1,8035\ g/mL\ H_2SO_4}{1\ 000\ mL\ solución}} =$$

$$= 0,8921 \frac{mL\ H_2SO_4}{mL\ de\ solución}$$

= 89,21 % en volumen/volumen

c) El volumen de H_2SO_4 y el volumen de agua que han debido mezclarse para formar el litro de solución de H_2SO_4:

$$Volumen\ de\ H_2SO_4 = \frac{1\ 633\ g\ H_2SO_4}{1,8305\ g\ H_2SO_4/mL}$$

= 892,1 mL H_2SO_4

Peso de agua = (1814,4 g solución - 1633 g H_2SO_4)

= 181,4 g de agua

$$Volumen\ de\ agua = \frac{181,4\ g\ agua}{0,9982\ g\ agua/mL}$$

= 181,7 mL agua

Las densidades del agua y del H_2SO_4 a 20 °C son respectivamente 0,9982 y 1,8305 g/mL.

En toda mezcla, las masas de los constituyentes son aditivas; sin embargo, los volúmenes generalmente no cumplen con esta propiedad.

[1] 1 litro = 1 000,027 cm^3, o sea, 1 mL = 1,000 027 cm^3; esta mínima diferencia permite que puede utilizarse como equivalentes mililitros y centímetros cúbicos.

En el presente ejemplo la suma de los volúmenes de agua y H_2SO_4 es:

181,73 mL de agua + 892,1 mL de H_2SO_4 = 1 073,83 mL solución

En este proceso de mezcla de H_2SO_4 con el agua, tiene lugar un fenómeno de contracción de volumen:

1 073,83 - 1 000 = 73,83 mL

o sea, de un 6,88 %.

- ***Partes por millón, ppm***

La concentración en partes por millón *ppm*, expresa el número de miligramos de soluto disueltos en un kilogramo de solución.

$$\text{Partes por millon (ppm)} = \frac{W_{sto}\ (mg)}{W_{sol}\ (kg)}$$

Cuando se trata de soluciones acuosas muy diluidas, un litro de solución pesa aproximadamente un kilogramo y, por consiguiente, ppm es equivalente a los miligramos de soluto disueltos en un litro de solución.

$$\text{Partes por millon (ppm)} = \frac{W_{sto}\ (mg)}{V_{sol}\ (L)}$$

Ej.

En 0,5 kg de una solución se encuentran disueltos 0,05 g de un ácido.

Determine la concentración en ppm del ácido en dicha solución.

$$\text{ppm} = \frac{W_{sto}\ (mg)}{W_{sol}\ (kg)}$$

De los datos tenemos:

$$W_{ácido} = 0{,}05\ g \times \left(\frac{1\,000\ mg}{1\ g}\right) = 50\ mg$$

$$W_{sol.} = 0{,}5\ kg$$

Reemplazando:

$$\frac{50\ mg}{0{,}5\ kg} = 100\ \frac{mg}{kg} = 100\ ppm$$

- ***Partes por billón, ppb***

La concentración en partes por billón *ppb,* expresa el número de microgramos de soluto disueltos en un kilogramo de solución; en forma similar a lo supuesto con respecto a la ppm, para soluciones muy diluidas, las ppb equivalen a los microgramos de soluto disueltos en un litro de solución.

$$\text{Partes por billon (ppb)} = \frac{W_{sto}\ (\mu g)}{W_{sol}\ (kg)}$$

$$\text{Partes por billon (ppb)} = \frac{W_{sto}\ (\mu g)}{V_{sol}\ (L)}$$

UNIDADES QUÍMICAS DE CONCENTRACIÓN

Las principales unidades químicas de concentración son:

- ***Fracción molar*** (X)

La fracción molar X, de cualquier componente de una solución; se define como el número de moles de ese componente, dividido por el número total de moles de todos los componentes de la solución; esto viene a constituir el tanto por uno referido en moles.

La fracción molar de una solución, es la forma más correcta de expresar la composición de una solución.

$$X_A = \frac{n_A}{n_T}$$

X_A : fracción molar con respecto al componente A
n_A : número de moles del componente A
n_T : número total de moles en la solución

La suma de todas las fracciones molares de una solución, siempre debe ser igual a uno (1); por lo que no siempre es necesario calcular o especificar todas las fracciones molares de una solución.

Para una solución que contiene los componentes A y B, las fracciones molares X_A y X_B, se definen como:

$$n^o \text{ moles A } (n_A) + n^o \text{ moles B } (n_B)$$

$$= n^o \text{ total de moles } (n_T)$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_T} \qquad X_B = \frac{n_B}{n_T}$$

$$X_A + X_B = 1$$

Por consiguiente, en una solución con <u>n</u> componentes siempre se cumplirá lo siguiente:

$$X_A + X_B + X_C \ldots\ldots + X_k = 1$$

$$\sum_{i=1}^{k} X_i = 1$$

Ej.

Calcule la fracción molar de tetracloruro de carbono, CCl_4; en una solución preparada mezclando 77 g de CCl_4 con 117 g de benceno, C_6H_6.

$$n^o \text{ moles } CCl_4 = 77 \text{ g } CCl_4 \times \frac{1 \text{ mol } CCl_4}{153{,}8 \text{ g } CCl_4}$$

$$= 0{,}5 \text{ moles}$$

$$n^o \text{ moles } C_6H_6 = 117 \text{ g } C_6H_6 \times \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78{,}11 \text{ g } C_6H_6}$$

$$= 0{,}5 \text{ moles}$$

$$n^o \text{ moles totales} = 2{,}0 \text{ moles}$$

$$X_{CCl_4} = \frac{0{,}5}{2{,}0} = 0{,}25 \qquad X_{C_6H_6} = \frac{1{,}5}{2{,}0} = 0{,}75$$

- ***Molaridad*** (M)

La concentración molar M, expresa el número de moles de soluto contenidos en un litro de solución.

En términos matemáticos, la molaridad se puede calcular con las siguientes ecuaciones.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{n^o \text{ moles de soluto}}{\text{litro de solución}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{n^o \text{ milimoles de stoluto}}{\text{mililitro de soluto}}$$

Se puede aplicar mediante un análisis dimensional las siguientes relaciones entre: M , % (p/p) , ρ_{sol} y PMG_{sto}.

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\% \text{ (p/p)} \times \rho_{sol} \times 10}{PMG_{sto}}$$

$$\text{Molaridad (M)} = \frac{\% \text{ (p/V)} \times 10}{PMG_{sto}}$$

ρ_{sol} : $\frac{W_{sol}}{V_{sol}}$ ⇨ Unidades : $\frac{g}{mL}$

PMG_{sto} : Peso molecular gramo del soluto

Ej.

¿Cuántos gramos de soluto se necesitan para preparar 1 litro de solución 2 M de $(NH_4)_2SO_4$?

¿Cuál es la concentración molar de la solución con respecto a cada uno de los iones?

Una solución 2 M contiene 2 moles de soluto por litro de solución.

El peso fórmula del $(NH_4)_2SO_4$ es 132,15 g/mol; por tanto, se necesitan 264,30 g de $(NH_4)_2SO_4$.

Una solución 2 M de $(NH_4)_2SO_4$, es 2 M respecto al SO_4^{2-} y 4 M con respecto al NH_4^+.

- ***Normalidad*** (N)

La concentración normal N, expresa el número de equivalentes gramo (eq-g) de soluto contenidos en un litro de solución.

En términos matemáticos, la normalidad se puede calcular con las siguientes ecuaciones.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{n^o \text{ eq-g de soluto}}{\text{litro de solucion}}$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{n^o \text{ meq-g de soluto}}{\text{mililitro de solucion}}$$

Se puede aplicar mediante un análisis dimensional las siguientes relaciones entre: N , % (p/p) , ρ_{sol} y $eq\text{-}g_{sto}$.

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\% \text{ (p/p)} \times \rho_{sol} \times 10}{eq\text{-}g_{sto}}$$

$$\text{Normalidad (N)} = \frac{\% \text{ (p/V)} \times 10}{eq\text{-}g_{sto}}$$

ρ_{sol} : $\frac{W_{sol}}{V_{sol}}$ ⇨ Unidades : $\frac{g}{mL}$

$eq\text{-}g_{sto.}$: equivalente gramo del soluto

Peso equivalente gramo

Se define al peso equivalente gramo, como la:

Cantidad de sustancia que contiene, reacciona o equivale a un átomo gramo de hidrógeno: 1,00797 g de hidrógeno.

El equivalente gramo de un ácido, se calcula dividiendo la masa molecular de dicho ácido por el número de hidrógenos sustituibles que contiene o puede proporcionar a la reacción.

Ej.

Sustancia	PMG*	Ion de referencia	Eq. del ion en la fórmula	Peso eq-g
Ác. Clorhídrico (HCl)	36,36	Cl^- e H^+	1	36,46
Ác. Sulfúrico (H_2SO_4)	98,08	SO_4^{2-} e H^+	2	49,04
Ác. Fosfórico (H_3PO_4)	97,99	PO_4^{3-} e H^+	3	32,66

*PMG = Peso Molecular Gramo

El <u>equivalente gramo de una base</u>, se calcula dividiendo el peso fórmula gramo de la base por el número de oxhidrilos OH^-, liberados o que pueden reaccionar con un H^+ en una reacción química de neutralización.

Ej.

Sustancia	PFG*	Ion de referencia	Eq. del ion en la fórmula	Peso eq-g
Hidróxido de sodio ($NaOH$)	39,99	Na+ e OH–	1	39,99
Hidróxido de bario [$Ba(OH)_2$]	171,34	Ba^{2+} e OH^-	2	85,67
Amoníaco** (NH_3)	17,03	NH_4^+ e OH^-	1	17,03

*PFG = Peso Fórmula Gramo
** Amoníaco, NH_3 (+ agua ⇆ hidróxido de amonio, NH_4OH)

El <u>equivalente gramo de una sal</u> se expresa con referencia a un ion, grupo o radical determinado, y es igual al peso fórmula gramo de la sal dividido por el número de equivalentes del ion grupo o radical correspondiente, contenidos en él mismo.

Ej.

Sustancia	PFG	Ion de referencia	Eq. del ion en la fórmula	Peso eq-g
Cloruro de sodio ($NaCl$)	58,44	Na^+ y Cl^-	1	58,44
Cloruro de aluminio ($AlCl_3$)	133,34	Al^{3+} y Cl^-	3	44,45
Sulfato de calcio ($CaSO_4$)	136,14	Ca^{2+} y SO_4^{2-}	2	68,07

En general el <u>equivalente gramo de un elemento</u>, es igual a su peso atómico dividido por su estado de oxidación, para un ion o radical es igual a su peso fórmula dividida por la carga del ion.

Ej.

Sustancia	PFG	Ion de referencia	Eq.del ion en la fórmula	Peso eq-g
Ion magnesio (Mg^{2+})	24,30	Mg^{2+}	2	12,15
Ion nitrato (NO_3^-)	62,00	NO_3^-	1	62,00
Ion sulfato (SO_4^{2-})	96,06	SO_4^{2-}	2	48,03

El <u>peso equivalente gramo de una sustancia oxidante o reductora</u> para una reacción particular, es igual a su peso fórmula dividido entre el número de electrones ganados o perdidos que intervienen en la reacción

Ej.

La ecuación sin igualar siguiente es de oxidación-reducción:

$$FeSO_4 + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + NO + H_2O$$

Determinar el equivalente gramo del:

a) HNO_3 (que actúa como agente oxidante)

$$NO_3^- + 4\,H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2\,H_2O$$

$$\text{eq-g } HNO_3 = \frac{PFG}{3\ e^-} = \frac{63,02}{3} = 21,01 \text{ g}$$

b) $FeSO_4$ (que actúa como agente reductor)

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$$

$$\text{eq-g } FeSO_4 = \frac{PFG}{1\ e^-} = \frac{151,91}{1} = 151,91 \text{ g}$$

Ej.

Calcular la normalidad de una solución que contiene 20,0 g de Na_2CO_3 por litro de solución (si se acidifica para formar CO_2).

$$CO_3^{2-} + 2\,H^+ \rightarrow CO_2 + H_2O$$

$$\text{eq-g } Na_2CO_3 = \frac{105,99}{2} = 52,995 \text{ g}$$

$$N = \frac{20,0 \text{ g } Na_2CO_3 \text{ x } \dfrac{1 \text{ eq-g } Na_2CO_3}{52,995 \text{ g } Na_2CO_3}}{\text{litro de solucion}} =$$

$$= 0,377 \frac{\text{eq-g } Na_2CO_3}{\text{litro de solucion}} = 0,377 \text{ N}$$

- ***Molalidad*** (m)

La concentración molal m, expresa el número de moles de soluto por 1000 g (1 kilogramo) de solvente.

En términos matemáticos, la molalidad se puede calcular con la siguiente ecuación.

$$\text{Molalidad (m)} = \frac{n^o \text{ moles de soluto}}{1000 \text{ g solvente}}$$

Se puede aplicar mediante un análisis dimensional las siguientes relaciones entre: m , n_{sto} , W_{sto} (gramos) , PMG_{sto} y W_{ste} (gramos).

$$m = \frac{n_{sto} \times 1000}{W_{ste(g)}}$$

$$m = \frac{W_{sto(g)} \times 1000}{PMG_{sto} \times W_{ste(g)}}$$

La molalidad m, de una solución se podrá relacionar con la molaridad M, de la misma, siempre que se conozca la densidad de la solución.

Disoluciones de igual molalidad poseen la misma fracción molar X.

Existe la siguiente expresión de molalidad, utilizando el porcentaje en peso del soluto:

$$m = \frac{1000 \text{ (\% p/p)}}{(100 - \text{\% (p/p)}\ PMG_{sto}}$$

Ej.

Una solución de ácido fosfórico H_3PO_4 al 20 % (p/p), posee una masa de 4 kilogramos.

¿Cuál es la molalidad de la solución de H_3PO_4?

$$W_{sto} = \frac{\%\ W_{sto} \times W_{sol}}{100} = \frac{20 \times 4000}{100} = 800 \text{ g}$$

Cálculo de la masa del solvente:

$$4\,000 \text{ g} - 800 \text{ g} = 3\,200 \text{ g}$$

Cálculo de la molalidad:

$$m = \frac{n^o \text{ moles de soluto}}{1 \text{ kg solvente}}$$

$$= \frac{800 \text{ g } H_3PO_4 \times \frac{1 \text{ mol } H_3PO_4}{98 \text{ g } H_3PO_4}}{3{,}2 \text{ kg solvente}}$$

$$m = 2{,}6 \text{ m}$$

- ***Formalidad*** (F)

La concentración formal F, expresa el número de pesos fórmula-gramo (PFG) de soluto contenidos en un (1) litro de solución.

Se utiliza en soluciones iónicas; equivale numéricamente a la molaridad.

$$\text{Formalidad (F)} = \frac{n^o \text{ PFG de soluto}}{\text{litro de solucion}}$$

Debe tenerse en cuenta lo siguiente:

Compuesto	Unidad	Unidad de masa	Ejemplos
Molecular	Molécula	PM	H_2S → PM = 34
Cristalino	Fórmula	PF	NaCl → PF = 58,5

Ej.

Una solución de ácido sulfúrico al 50,50 % en peso tiene a 20º C una densidad de 1,400 g/ml.

Determinar su molaridad, normalidad y molalidad.

Molaridad:

$$M = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{1 \text{ litro solucion}} = \frac{50{,}50 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g solucion}}$$

$$\times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98{,}08 \text{ g } H_2SO_4} \times \frac{1{,}400 \text{ g sol.}}{1 \text{ mL sol.}}$$

$$\times \frac{1000 \text{ mL sol.}}{1 \text{ litro sol.}} = 7{,}21 \text{ M}$$

Normalidad:

$$N = \frac{\text{eq-g } H_2SO_4}{1 \text{ litro sol.}} = \frac{7{,}21 \text{ moles } H_2SO_4}{1 \text{ litro sol.}}$$

$$\times \frac{2 \text{ eq-g } H_2SO_4}{1 \text{ mol } H_2SO_4} = 14{,}42 \text{ N}$$

Molalidad:

$$m = \frac{\text{moles } H_2SO_4}{1\,000 \text{ g ste.}} = \frac{50{,}50 \text{ g } H_2SO_4}{49{,}50 \text{ g } H_2O}$$

$$\times \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98{,}08 \text{ g } H_2SO_4} \times 1000 = 10{,}40 \text{ m}$$

PREPARACIÓN DE SOLUCIONES POR DILUCIÓN

Las escalas volumétricas de concentración, tales como la concentración molar M, la concentración normal N , $\frac{\text{g sto}}{\text{volumen sol}}$ y $\frac{\text{g sto}}{\text{volumen ste}}$; son aquellas en las cuales se expresa la concentración como la cantidad de soluto por un volumen fijo de solución o solvente; cuando la concentración se expresa sobre una escala volumétrica, la cantidad de soluto contenido en un volumen dado de solución o solvente, es igual al producto del volumen y la concentración:

Cantidad de soluto = Volumen x Concentración

Si a una solución se le diluye, el volumen aumenta y la concentración disminuye, pero la cantidad total de soluto permanece constante; por tanto, dos soluciones con concentraciones diferentes pero que contienen las mismas cantidades de soluto están relacionadas entre sí de la siguiente manera:

$$V_1.C_1 = V_2.C_2$$

Si se conocen tres términos de la ecuación anterior, se puede calcular el cuarto. Las cantidades en los dos miembros de la ecuación deben expresarse en las mismas unidades.

Ej.

¿Qué volúmenes de HCl 12 N y 3 N se deben mezclar para preparar 1 litro de HCl 6 N?

Sea x = volumen de 12 N requerido

1 L - x = volumen de 3 N requerido

N° de eq-g de 6 N =

N° de eq-g de 12 N + N° de q-g de 3 N

1 L x 6 N = x (12 N) + (1 L - x)(3 N)

Resolviendo:

x = 1/3 L

Por tanto, se necesitan 1/3 L de la 12 N, 2/3 L de la 3 N

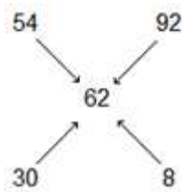
REGLA DE MEZCLAS

Existe una regla denominada, de las mezclas, que permite resolver de un modo rápido el problema de obtener las cantidades en peso en que se han de hacer intervenir dos componentes de distintas concentraciones para obtener otra de concentración intermedia; puede aplicarse a soluciones, aleaciones y otro tipo de mezclas.

Ej.

Con un H_2SO_4 de concentración, C = 54,00 % y densidad ρ = 1,435 g/mL, y otro de concentración, C = 92,00 % y densidad ρ = 1,824 g/mL; se desea prepara una solución de H_2SO_4 de concentración, C = 62,00 % y densidad ρ = 1,520 g/mL.

Para ello se forma la cruz de la mezcla:



O sea, que deben mezclarse 30 partes en peso de H_2SO_4 al 54,00 % con 8 partes en peso de H_2SO_4ác. sulfúrico al 92,00 % para obtener un H_2SO_4 de 62,00 % en peso, que corresponde a una densidad, ρ = 1,520 g/mL.

Esta regla está basada en el sistema de ecuaciones que se obtiene al plantear estos problemas.

En efecto, si denominamos x al porcentaje de H_2SO_4 al 54 % y al porcentaje de H_2SO_4 al 92 %; podría establecerse que:

$$x + y = 100$$

$$x\left(\frac{54}{100}\right) + y\left(\frac{92}{100}\right) = 62$$

$$x + y = 100$$

$$54\,x + 92\,y = 6200$$

$$\frac{x}{y} = \frac{30}{8}$$

QUÍMICA DEL CARBONO

Antiguamente se consideraba que los compuestos orgánicos que formaban los seres vivientes, sólo se podían producir mediante la acción de una Fuerza Vital; a diferencia de los compuestos inorgánicos, que podían obtenerse en los laboratorios.

En 1828 el químico alemán F. Wöhler, al tratar de preparar un compuesto inorgánico, el cianato de amonio $NH_4^+CNO^-$; haciendo reaccionar el sulfato de amonio $(NH_4^+)_2SO_4^{2-}$ con el cianato de potasio K^+CNO^- obtuvo en forma casual una nueva sustancia: la carbodiamida (Urea) $CO(NH_2)_2$.

$$\underset{\text{cianato de amonio}}{NH_4CNO} \xrightarrow{\text{calor}} \underset{\substack{\text{carbodiamida}\\(\text{urea})}}{NH_2{-}CO{-}NH_2}$$

La síntesis de la urea apertura el horizonte de nuevas síntesis de compuestos orgánicos a partir de los inorgánicos; es así, que por el año de 1850 la hipótesis de una Fuerza Vital presente en todo compuesto orgánico quedaba totalmente desvirtuada.

En 1845 Kolbe obtuvo artificialmente el ácido acético CH_3COOH; en 1854 Berthelot sintetizó grasas que son constituyentes de animales y el hombre; Bútlerov, en 1861, preparó por síntesis la sacarina que es un edulcorante, etc.

El análisis de los compuestos orgánicos revela que los elementos constitutivos fundamentales que intervienen en la mayoría de las funciones orgánicas son: C, H, O y N denominados *elementos organógenos*; así mismo se consideran como *elementos secundarios* a aquellos que están presentes en algunos compuestos orgánicos, entre ellos tenemos: Na, Mg, Ca, Fe, Si, S, Br, Cl, etc.

Los compuestos orgánicos contienen esencialmente al elemento carbono; es necesario tener presente que existen compuestos tales como: CO, CO_2, H_2CO_3, sales de CO_3^{2-}, NH_4CNO, HCN, etc.; que a pesar de poseer en su estructura al elemento carbono, no están incluidos en esta categoría.

EL ÁTOMO DE CARBONO

En la naturaleza existe abundante carbono bajo diferentes formas; en estado de combinación se le encuentra en todos los seres vivos, en el petróleo, grisú, en los carbonatos que forman la corteza terrestre, etc. y como elemento libre, se le puede encontrar en la naturaleza en forma cristalina y pura; estos estados alotrópicos son el diamante y el grafito que poseen estructuras moleculares diferentes en el mismo estado físico; y en forma artificial tenemos a los fullerenos y nanotubos, en todos ellos los enlaces entre los átomos de carbono son covalentes.

En forma impura, el carbono existe como sólidos amorfos llamados carbones, tanto naturales (antracita, hulla, lignito y turba) y artificiales (carbón de leña, hollín, negro animal, coque, etc.)

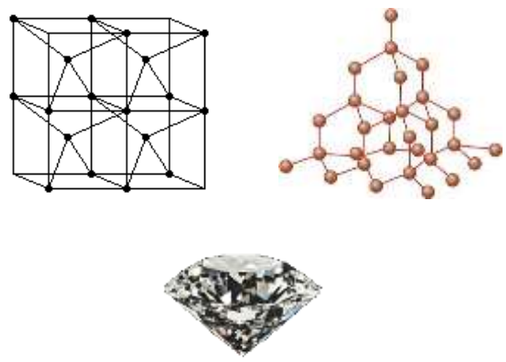
CARBONOS CRISTALINOS

- **Carbonos naturales**

  Diamante

  Es una de las formas alotrópicas natural cristalina en las que se presenta el carbono; es una de las sustancias naturales de mayor dureza que se conoce (10 en la escala de Mohs) y con una alta conductividad térmica; posee una temperatura de fusión de 3 823 ºC, índice de refracción (2,41) y tiene una densidad, D_r = 3,53; es buen conductor del calor, pero mal conductor de la electricidad, cristaliza en el sistema cúbico, ordinariamente en octaedros.

  En el diamante cada átomo de carbono posee una hibridación sp^3 es por ello que se enlaza con cuatro átomos de carbono adoptando una estructura tetraédrica.



Diamante

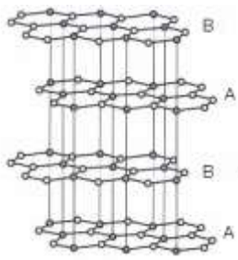
  Grafito

  Es otra de las formas alotrópicas natural del carbono, su estructura cristalina es definida y pertenece al sistema hexagonal bidimensional; cada átomo de carbono posee una hibridación de tipo sp^2 por lo cual existe deslocalización de electrones π pi, lo que le permite conducir la corriente eléctrica; los planos horizontales están débilmente unidos, esto hace que el grafito pueda dividirse en delgadas escamas y sea en consecuencia un buen lubricante sólido y aditivo para aceite de motores.

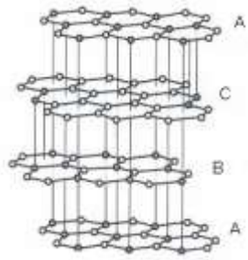
  Es de color negro opaco, blando, posee una densidad D_r = 2,25; es un buen conductor de la corriente eléctrica por lo que se le utiliza como electrodos inertes en pilas o celdas galvánicas;

mezclado con arcilla se le utiliza para fabricar lápices y crisoles.

Grafito



Estructura del grafito hexagonal (ABAB)



Estructura del grafito romboédrica (ABCA)

- **Carbonos artificiales**

  Fullerenos

  Son alótropos cristalinos artificiales del carbono y constituyen la tercera forma molecular estable conocida de carbono, tras el grafito y el diamante; puede adoptar una forma geométrica que recuerda a una esfera, un elipsoide.

  Los fullerenos son similares al grafito, compuesto de hojas de anillos hexagonales enlazadas, pero conteniendo anillos pentagonales y a veces heptagonales, lo que impide que la hoja sea plana.

  El primer fullereno descubierto fue el C_{60}, que consta de 12 pentágonos y 20 hexágonos; cada pico corresponde a un átomo de carbono y cada lado a un enlace covalente.

  Posee una estructura idéntica a la cúpula geodésica o un balón de fútbol.

Fullereno

CARBONES AMORFOS

Se les conoce comúnmente como minerales de carbono o carbones, este tipo de carbonos no poseen estructura cristalina definida; bajo esta denominación se encuentran muchos de los combustibles utilizados en la industria y en el hogar.

Los carbonos amorfos pueden ser natural o artificial.

- **Carbonos naturales**

  Son productos naturales de procesos fermentativos anaeróbicos de carbonización de plantas enterradas, como consecuencia de cataclismos; siendo sometidos en estas condiciones a elevadas presiones y temperaturas.

  Dentro de los carbonos naturales tenemos: La antracita, hulla, lignito y turba.

  Antracita

  Se supone que proviene de la fermentación de las plantas en el seno de terrenos pantanosos; la antracita contiene entre un 90 y un 96 % de carbono; es el de mayor potencia calorífica, posee un poder calorífico de 8 400 kcal/mol.

  Hulla

  Conocido también como, carbón de piedra; es el mejor y más abundante carbón mineral, se le utiliza en hornos de gas, contiene entre un 70 y un 80 % de carbono; posee un poder calorífico de 7 700 kcal/mol; de la hulla se obtiene el benceno, naftalina y las anilinas.

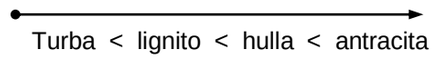
  Lignito

  Es un estado muy avanzado en la carbonización de las plantas, es empleado generalmente como combustible en centrales térmicas, contiene un 55 y un 70 % de carbono; el contenido calórico es de 6 700 kcal/mol.

  Turba

  Es el carbono de menor costo como combustible, ello debido a su bajo poder calorífico (5 400 kcal/mol), contiene un 45 y un 55 % de carbono; es de uso múltiple para la fabricación de diversos tipos de cartones y se usa en jardinería para la formación de suelos ricos y esponjosos.

  El porcentaje de carbono, poder calorífico y el tiempo de formación en la corteza terrestre aumentan en el siguiente sentido:

  Turba < lignito < hulla < antracita

- **Carbonos artificiales**

  Entre los principales carbonos artificiales tenemos: el negro humo, carbón animal, carbón vegetal, carbón de retorta, coke, etc.

El negro humo

Llamado también hollín, es un carbón ligero, negro, pulverulento que se obtiene por la combustión incompleta de sustancias orgánicas.

Industrialmente se le obtiene mediante la combustión incompleta del gas natural, que contiene metano, CH_4; según la siguiente ecuación:

$$3\ CH_{4(g)} + 4\ O_{2(g)} \rightarrow 2\ CO_{(g)} + C_{(s)} + 6\ H_2O_{(v)}$$

Se le emplea en la fabricación de tinta china, cintas para máquina de escribir, papel carbón, pinturas, betún, discos fonográficos y neumáticos; mezclado con arcilla se utiliza como minas de los lápices y portaminas, etc.

Carbón animal

Llamado también negro animal o de huesos, se obtiene mediante la carbonización de huesos desengrasados de animales en ausencia de aire, está constituido por fosfato de calcio con un pobre contenidos de carbono 10 %; posee un gran poder adsorbente por lo que se le emplea en pequeñas porciones para decolorar disoluciones oscuras por ebullición; se le emplea para fabricar el carbón activado.

Carbón vegetal

Conocido también como, carbón de madera, leña o de palo; se le obtiene por combustión incompleta de la madera al abrigo del aire; debido a su alta porosidad se le utiliza como adsorbente de gases; en forma de láminas se le emplea en las máscaras antigás, también absorbe sustancias en soluciones coloidales (clarificante de vinos); se le emplea como combustible y para fabricar el carbón activado.

Carbón de retorta

Es el carbón que queda incrustado en las paredes del interior de las retortas de las fábricas donde se efectúa la destilación de la hulla; es de color negro, muy denso y poroso; conductor del calor y electricidad, por lo cual se le emplea para la fabricación de electrodos de aparatos eléctricos, como por ejemplo las pilas secas.

Coke

Se obtiene como residuo sólido en el proceso de destilación destructiva de la hulla, en ausencia de aire; es de color gris y muy poroso, posee un gran poder calorífico por lo que se le emplea como combustible en procesos metalúrgicos, así como agente reductor de los metales oxidados, especialmente en los altos hornos de la metalurgia del hierro.

$$2\ Fe_2O_{3(s)} + 3\ C_{(s)} \rightarrow 4\ Fe_{(s)} + 3\ CO_{2(g)}$$

El carbón activado

Es la forma pulverizada del carbón de leña y del carbón animal, permite lograr superficies con excelente poder adsorbente. Se emplea como decolorante, en máscaras antigás, en filtros para eliminar impurezas que dan color o mal sabor al agua o aceites.

PROPIEDADES QUÍMICAS

- **Tetravalencia**

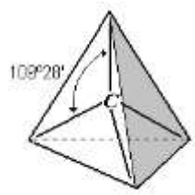
El carbono normal, es decir, en su forma no hibridada posee la siguiente configuración electrónica: $1s^2\ 2s^2\ 2p^2$; hecho que está en aparente contradicción con la tetravalencia mostrada por el carbono en casi la totalidad de los compuestos orgánicos; existen algunos casos en donde actúa como divalente y en casos extraños actúa como trivalente, en este último caso tenemos al trifenilmetilo y al tribifenilmetilo.

El átomo de carbono al combinarse con otros elementos, recibe energía la que es absorbida por los electrones, a su vez estos se excitan, originando que un electrón del orbital $2s^2$ se promocione al orbital $2p_z$ vacío; el paso de este electrón excitado cerca de los otros origina una repulsión electrónica, mezclándose las nubes electrónicas de los orbitales 2s con $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$, de donde surgen cuatro idénticos orbitales híbridos sp^3, cada uno con un solo electrón desapareado; poseen el mismo nivel energético:

$$C_{elemental}\ (1s^2\ 2s^2\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^0) + \text{Energía} \rightarrow$$

$$C_{excitado}\ (1s^2\ 2s^1\ 2p_x^1\ 2p_y^1\ 2p_z^1) \rightarrow$$

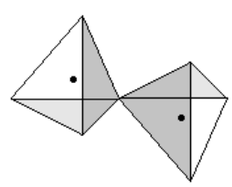
$$C_{excitado}\ 1s^2\ 2(sp^3)^1\ 2(sp^3)^1\ 2(sp^3)^1\ 2(sp^3)^1$$



Estos nuevos orbitales sp^3, se repelen en ángulos de 109º28', orientándose hacia los vértices de un tetraedro regular.

Ej.

Etano C_2H_6



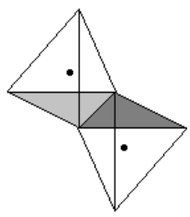
El carbono al hibridizarse puede también adquirir otras formas geométricas; así tenemos al híbrido sp^2, presente en los alquenos; este caso ocurre entre el orbital s y dos orbitales p de manera que se originen tres orbitales híbridos sp^2 iguales entre sí, y el segundo nivel quedará constituido de ésta manera:

$$2(sp^2)^1\ 2(sp^2)^1\ 2(sp^2)^1\ 2p^1.$$

El electrón del orbital no hibridizado $2p^1$, formará con otro electrón equivalente un enlace π que se sitúa sobre un enlace covalente normal sp^2-sp^2 (σ) formando un enlace doble entre carbonos.

Ej.

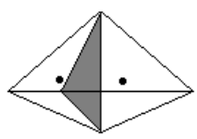
Eteno C_2H_4



El orbital híbrido sp presente en los alquinos ocurre entre el orbital s y un orbital p para formar dos orbitales híbridos sp.

Ej.

Etino C_2H_2



En consecuencia, la hibridación representa la combinación de dos o más orbitales diferentes del mismo nivel para formar nuevos orbitales, todos de idéntica energía y forma; los electrones son relocalizados alrededor del núcleo en la hibridación, y esto también requiere de energía.

- **Autosaturación**

Es una de las principales propiedades del átomo de carbono; consiste en poder establecer enlaces con otros átomos de carbono formando grandes cadenas carbonadas, las cuales además de poder contener hasta más de mil (1 000) átomos de carbono como es el caso de los polímeros; pueden presentar diversas formas:

Enlace sigma (σ)

Este tipo de enlace se forma cuando dos orbitales siguiendo la línea de sus ejes se interpenetran en forma frontal.

Por ejemplo:

$$s\text{-}s\ ;\ s\text{-}p\ ;\ p\text{-}p\ ;\ s\text{-}sp^3\ ;\ sp^3\text{-}sp^3.$$

Esta unión es un enlace covalente fuerte, de fácil formación, pero de difícil destrucción, permite a los átomos enlazados poder girar sobre él.

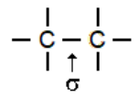
Enlace pi (π)

Este tipo de enlace presentan los compuestos insaturados como los alquenos y alquinos; se realiza cuando dos orbitales p puros se interpenetran lateralmente; caso contrario al anterior, es de difícil formación, pero de fácil destrucción.

Los enlaces carbono-carbono pueden ser simples C–C, dobles C=C o triples C≡C.

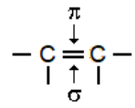
Enlace simple

Es aquel enlace carbono-carbono en el cual se comparte un par de electrones, aquí se origina un enlace σ debido a que los híbridos que se unen son sp^3-sp^3 (C-C).



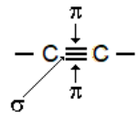
Enlace doble

Es aquel enlace carbono-carbono, en el que se comparten dos pares de electrones, aquí se origina un enlace σ y un enlace π, debido a que los híbridos que se unen son sp^2-sp^2 (C=C).



Enlace triple

Aquí el enlace carbono-carbono, comparten tres pares de electrones, se origina un enlace σ y dos enlaces π, debido a que los híbridos que se unen son sp-sp (C≡C).



TIPOS DE CADENA

Los carbonos al unirse entre sí, pueden formar cadenas abiertas por ambos extremos y otras veces cadenas cerradas; debido a que son muchísimos los compuestos que pertenecen a una u otra serie es necesario clasificarlos en dos grandes series.

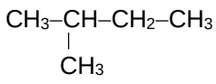
- **Serie de cadena abierta o acíclica**

  Tienen como tipo fundamental al CH_4, a quien se le denomina *formeno*, y por este motivo se le denomina *serie forménica*; a esta serie se le conoce como serie grasa debido a que incluyen a las grasas naturales o serie alifática; pudiendo ser:

  Lineales

  $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$ butano
  $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$ pentano

  Arborescentes o ramificados

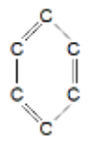
  metilbutano

- **Serie de cadena cíclica**

  Son cadenas cerradas; tienen como tipo fundamental al C_6H_6 a quien se le denomina benceno; pueden ser a su vez:

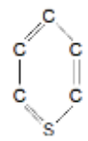
  Isocíclicas

  Cuando el ciclo está constituido sólo por átomos de carbono.

  Heterocíclicos

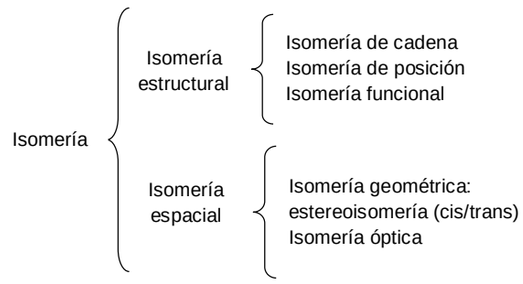
  Cuando en el ciclo aparecen átomos diferentes al carbono, como O, N, S, etc.

ISOMERÍA

La palabra isómero proviene del griego (*iso* = igual y *meros* = partes); los isómeros son compuestos que poseen la misma fórmula molecular (igual número y tipo de átomos) pero difieren en su fórmula estructural; en consecuencia, tienen propiedades físicas y químicas diferentes, producto de los diferentes tipos de uniones entre sus átomos.

Tipos de isómeros



En atención a la estructura molecular y a la distribución espacial de los átomos en la molécula, los isómeros se pueden clasificar de la siguiente manera:

Isomería estructural

La constituyen aquellos isómeros que difieren en su estructura molecular, al hablar de la estructura de una molécula nos referimos al ordenamiento y forma en que los átomos se encuentran unidos entre sí.

Ej.

F. molecular	$C_2H_4O_2$	
F.estructural	$CH_3\text{-}COOH$	$H\text{-}COO\text{-}CH_3$
Nombre	ác. acético (ácido)	formiato de metilo (éster)

Isomería de cadena

Denominados también isómeros nucleares o de esqueleto; estos poseen distintas cadenas carbonadas, sus propiedades físicas son diferentes, sin embargo, las propiedades químicas son parecidas.

Ej.

C_4H_{10}	$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	*n*-butano
	$CH_3\text{-}CH(CH_3)\text{-}CH_3$	*iso*-butano (metilpropano)

Existen fórmulas para determinar el número de isómeros de cadena de una determinada fórmula global; está limitada para aquellos compuestos que cumplen la fórmula C_nH_{2n+2} (alcanos) y para un valor de n comprendido entre 4 y 10.

C_nH_{2n+2}

- $4 \le n \le 7$ nº isómeros $= 2^{n-4} + 1$
- $7 \le n < 10$ nº isómeros $= 2^{n-4} + n - 6$

Para $n < 4$ solamente existe una fórmula estructural, en consecuencia la isomería empieza con n = 4

Ej.

¿Cuantos isómeros estructurales tiene las fórmulas C_5H_{12} y C_9H_{20}?

C_5H_{12} → nº de átomos de C = 5

nº de isómeros = $2^{5-4} + 1$ = 3 isómeros

C_9H_{20} → nº de átomos de C = 9

nº de isómeros = $2^{9-4} + 9 - 6$ = 35 isómeros

Isomería de posición

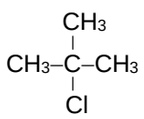
Son aquellos que tienen la misma cadena carbonada, pero difieren en la posición que ocupa el grupo sustituyente o funcional; tienen distintas propiedades físicas, pero propiedades químicas semejantes; aunque algunos difieren en su grado de reactividad (los alcoholes primarios son más reactivos que los alcoholes secundarios).

Ej.

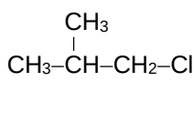
C_3H_8O

CH_3-CH_2-CH_2OH 1-propanol
CH_3-$CHOH$-CH_3 2-propanol

Es natural que puedan presentarse simultáneamente isómeros de cadena y de posición, por ello ante una fórmula global si se desea conocer el número de isómeros se debe especificar qué tipo de isómeros se desea.

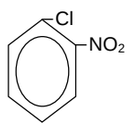


metil–2–cloropropano

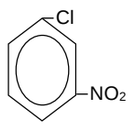


metil–1–cloropropano

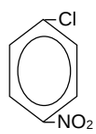
Dentro de los isómeros de posición se consideran a los derivados disustituidos del benceno, con sus posiciones; 1,2 orto (*o*), 1,3 meta (*m*) y 1,4 para (*p*)



o–cloronitrobenceno
1-cloro-2-nitrobenceno

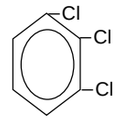


m–cloronitrobenceno
1-cloro-3-nitrobenceno

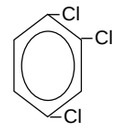


p–cloronitrobenceno
1-cloro-4-nitrobenceno

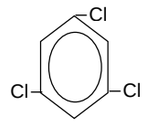
Para el caso en que se presenten tres sustituyentes iguales ($C_6H_3X_3$), resulta tres isómeros de posición: 1,2,3 vecinos; 1,2,4 asimétricos y 1,3,5 simétricos.



vecinos
vec-triclorobenceno
1,2,3-triclorobenceno



asimétrico
asim-triclorobenceno
1,2,4-triclorobenceno



simétrico
sim-triclorobenceno
1,3,5-triclorbenceno

Isomería funcional

Denominada también isomería de compensación, estos isómeros se caracterizan por poseer igual fórmula global pero diferente grupo funcional, pertenecen a diferentes funciones químicas; tienen propiedades físicas y químicas diferentes.

Función	Grupo funcional	Nombre
Alcohol	-OH	Hidroxilo
Cetona	-CO-	Carbonilo
Aldehído	-CHO	Formilo
Ácido	-COOH	Carboxilo

Ej.

C_2H_6O

Alcohol : CH_3-CH_2-OH
Éter : CH_3-O-CH_3

C_3H_6O

Aldehído : CH_3-CH_2-CHO
Cetona : CH_3-CO-CH_3

$C_3H_6O_2$

Ácido orgánico : CH_3-CH_2-$COOH$
Ester : CH_3-COO-CH_3

Isomería espacial

Isomería geométrica

Este tipo de isomería estudia la coexistencia de compuestos isómeros que tienen la misma fórmula estructural pero diferente orientación de los grupos de átomos en el espacio; estos isómeros tienen

propiedades químicas semejantes pero diferentes propiedades físicas.

Los estereoisómeros o estereómeros se dividen en dos clases: geométricos y ópticos; para poder especificar estas clases de isómeros debe tenerse en cuenta las siguientes definiciones:

Índice de coordinación

Nos indica el número de grupos unidos a un átomo central; estos grupos o ligandos se distribuyen espacialmente de manera diferente dando lugar a los diversos estereoisómeros.

Para un índice de coordinación igual a dos (2), se tiene una molécula que puede ser lineal o angular.

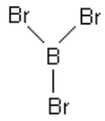
Ej.

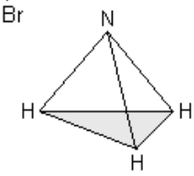
$HgCl_2$ lineal Cl-Hg-Cl

H_2O angular

Para un índice de coordinación igual a tres (3), se tiene una molécula que puede ser triangular plana o piramidal de base triangular

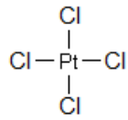
Ej.

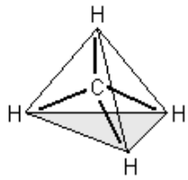
BBr_3 Triangular plana 

NH_3 Piramidal de base triangular 

Para un índice de coordinación igual a cuatro (4), se tiene una molécula que puede ser: plana (en forma cuadrada) o una ordenación tetraédrica.

Ej.

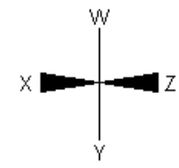
$PtCl_4$ Plana cuadrada 

CH_4 tetraédrica 

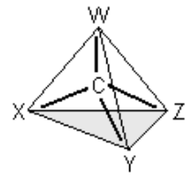
Carbono asimétrico

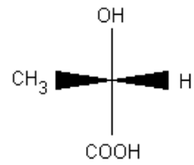
Se trata de aquel carbono que va unido a cuatro ligandos diferentes, a este carbono se le denomina centro *quiral* y se le señala con un asterisco (*)

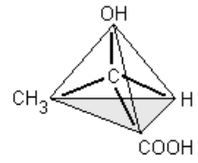
Ej.



Proyección Fischer







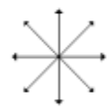
Ácido láctico: CH_3-*CHOH-COOH

Luz polarizada en un plano

La luz natural vibra en todas las direcciones, oscilando sus campos eléctricos y magnéticos en forma perpendicular al eje de propagación; si la luz pasar por un prisma polarizador (cristal de nicol: una forma de $CaCO_3$, o un lente de polaroid), vibra en un solo plano, en este caso la luz se denomina luz polarizada.

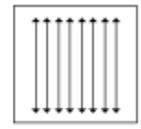
Cuando se hace pasar la luz polarizada a través de una sustancia óptimamente activa, ésta hace girar el plano de la luz polarizada un determinado ángulo α hacia la derecha o hacia la izquierda.

En la práctica la actividad óptica de una sustancia se determina con el *polarímetro*.

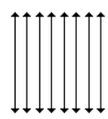


Luz natural

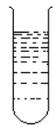
Polarizador



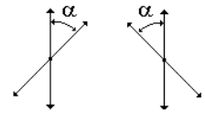
Luz polarizada



Luz polarizada



Sustancia



α = + α = –
ópticamente activa

Sustancia dextrógira (*dextrorrotatoria*)

Si la rotación del plano (y giro del lente) es hacia la derecha, entonces se denomina dextrógira (latín *dexter* = derecha)

Sustancia levógira (*levorrotatoria*)

Si la rotación del plano es hacia la izquierda (sentido contrario al reloj), entonces se denomina levógira (latín *laevus* = izquierdo)

Si se desconoce la distribución espacial, la única forma de conocer su actividad óptica es experimentalmente.

Si se conoce la distribución espacial a priori, se puede decir que es óptimamente activo si en su estructura contiene un carbono asimétrico.

Isómeros ópticos

Se denominan isómeros ópticos a aquellas sustancias que se diferencian por la distribución espacial de sus ligandos, estos isómeros son óptimamente activos (desvían el plano de la luz polarizada).

El número de isómeros ópticos está dado por la siguiente fórmula:

$$\text{Nº isómeros ópticos} = 2^n$$

n = nº de carbonos asimétricos

Ej.

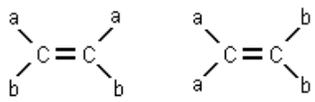
CH_3-**C**HCl-CH_2-CH_3 2 isómeros ópticos

CH_2OH-**C**HOH-**C**HOH-CH_3 4 isómeros ópticos

Isómeros geométricos

Los isómeros geométricos son un tipo de isómeros diasterómeros que se originan debido a la existencia de una rotación en torno a enlaces dobles.

Para que exista la isomería geométrica es necesario que se cumplan ciertas relaciones entre los ligandos de los carbonos doblemente enlazados.



cis trans

En la isomería geométrica se presentan los isómeros *cis* y *trans*, cada uno se define de la siguiente manera:

Cis

Se caracteriza porque los dos sustituyentes de referencia se encuentran en el mismo lado del eje determinado por el enlace doble (latín *cis* = de este lado)

Trans

En este caso los dos sustituyentes se encuentran en ambos lados del eje. (latín *trans* = al otro lado)
Los compuestos *cis* y *trans* tienen puntos de ebullición muy cercanos, pero difieren en su punto de fusión; los compuestos *trans* tienen un punto de fusión más elevado que su respectivo isómero *cis*.

Ej.

	t. ebullición (ºC)	t. fusión (ºC)
cis-1,2-dicloroeteno	60º	–80º
trans-1,2-dicloroeteno	48º	–50º

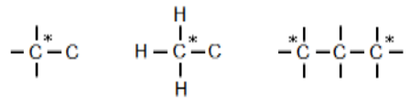
TIPOS DE CARBONO

Es sumamente útil clasificar cada átomo de carbono de un alcano, de acuerdo con el número de átomos de carbono adicionales ligados a él.

Carbono primario (*p*)

Es aquel que está unido a un (1) solo carbono adicional; y en consecuencia comparte un par de electrones con otro átomo de carbono

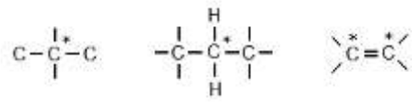
Si se trata de un hidrocarburo, este carbono está ligado a tres (3) átomos de hidrógeno.



Carbono secundario (*s*)

Es aquel que está unido a dos (2) carbonos adicionales; o comparte dos (2) pares de electrones con otro u otros átomos de carbono.

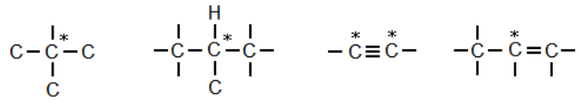
Si se trata de un hidrocarburo, este carbono está unido a dos (2) átomos de hidrógeno.



Carbono terciario (*t*)

Es aquel que está unido a tres (3) carbonos adicionales; o comparte tres (3) pares de electrones con otro u otros átomos de carbono.

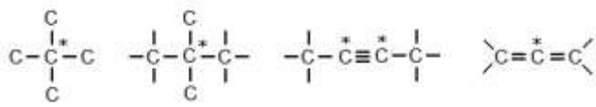
Si se trata de un hidrocarburo, este carbono está unido a un (1) átomo de hidrógeno.



Carbono cuaternario (*c*)

Es aquel que está unido a cuatro (4) átomos de carbono; o comparte cuatro (4) pares de electrones con otro u otros átomos de carbono.

Si se trata de un hidrocarburo, no se une a ningún átomo de hidrógeno.



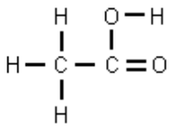
TIPOS DE FORMULA

Para un determinado compuesto orgánico se acostumbra utilizar diversos tipos de fórmulas, teniendo cada tipo sus ventajas y desventajas respecto a los otros.

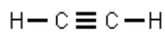
Fórmula desarrollada o estructural

Es la fórmula en la que se indican todos los enlaces existentes entre los átomos que forman la molécula; no presenta ninguna dificultad en su nomenclatura.

Ej.



Ácido etanoico (acético)



Etino

Fórmula semi-desarrollada:

Es la fórmula que sólo indica los enlaces de la cadena principal; en ella cada carbono agrupa al total de elementos que se enlazan a él; no presenta inconveniente para su nomenclatura.

Ej.

CH_3-COOH	ácido etanoico
CH_3-CO-CH_3	acetona (propanona)
CH_3-CH_2-CH_2OH	1-propanol

Fórmula global

Es la fórmula que indica el número total de átomos de cada elemento diferente que forma la molécula. Con relación a su denominación, existe el inconveniente de la presencia de los isómeros; lo cual ocasiona que una fórmula global puede pertenecer a diversos compuestos.

Ej.

$C_3H_6O_2$	CH_3-CH_2-COOH	ácido propanoico
	CH_3-COO-CH_3	etanoato de metilo
	H-COO-C_2H_5	metanoato de etilo
C_4H_8O	CH_3-CH_2-CH_2-CHO	butanal
	CH_3-CH_2-CO-CH_3	butanona

Fórmula global funcional

Es una particularidad de la anterior, aquí se agrupa el total de cada elemento diferente pero no se incluye en él al grupo funcional.

En este tipo no se puede nombrar al compuesto, sólo se conoce a qué función pertenece.

Fórmula semi-desarrollada		Fórmula global funcional
CH_3-$(CH_2)_3$-CHO pentanal	→	C_6H_{13}-CHO aldehído
CH_3-CO-$(CH_2)_2$-CH_3 2–pentanona	→	CH_3-CO-C_3H_7 cetona
CH_3-$(CH_2)_5$-COOH ácido heptanoico	→	C_6H_{13}-COOH ácido

TIPOS DE SERIES

Serie homóloga

Se define a una serie homóloga como un grupo de compuestos que poseen el mismo grupo funcional y se diferencian del anterior y posterior en un grupo -CH_2- más y menos, respectivamente.

Sus propiedades químicas son similares en cambio sus propiedades físicas son diferentes debido al incremento de la cadena carbonada.

Con estos conceptos, se puede introducir la clasificación de los compuestos orgánicos como derivados de la serie homóloga de cadena no ramificada, de los hidrocarburos saturados (o parafinas), por sustitución de un átomo de hidrógeno por el grupo funcional correspondiente.

Alcanos:	CH_4 ; C_2H_6 ; C_3H_8
Ácidos carboxílicos:	H-COOH ; CH_3-COOH
Alcoholes:	CH_3-OH ; C_2H_5-OH

Serie isóloga

Se define a una serie isóloga como el conjunto de compuestos que poseen igual número de átomos de carbono, pero se diferencian en dos átomos de

hidrógeno. Pertenecen a funciones químicas diferentes, por consiguiente, sus propiedades también son diferentes.

Hidrocarburos: C_2H_6 ; C_2H_4 ; C_2H_2

Ácido carboxílicos: C_3H_3-COOH ; C_3H_5-COOH

Los compuestos tienen comportamiento químico diferente debido a la presencia de enlaces dobles y triples, que tienen un comportamiento muy diferente del simple enlace. Las propiedades físicas están muy cercanas, porque las cadenas carbonadas son del mismo tamaño.

Serie heteróloga

Conjunto de compuestos que poseen funciones químicas diferentes, sin embargo, derivan del mismo hidrocarburo.

C_2H_6	hidrocarburo
C_2H_5-OH	alcohol
C_2H_5-NH_2	amina
C_2H_5-CHO	aldehído
C_2H_5-Cl	haluro

Ej.

Los compuestos de los hidrocarburos mostrados a continuación:

$$C_3H_8 \ ; \ C_3H_6 \ ; \ C_3H_4 \ ; \ C_3H_2$$

Pertenecen a la serie denominada:

A) Homóloga
B) Heteróloga
C) Natural
D) Isóloga
E) Inmunóloga

Solución:

Los compuestos que pertenecen a la misma función orgánica y se diferencian en CH_2, entonces tendrán iguales propiedades químicas pero diferentes propiedades físicas, se les nombrará como pertenecientes a la serie homóloga.

Los compuestos que pertenezcan a diferentes funciones orgánicas y se diferencian en H_2, entonces tendrán iguales propiedades físicas pero diferentes propiedades químicas, se les nombrará como pertenecientes a la serie isóloga.

Para el caso del problema, los compuestos:

$$C_3H_8 \ ; \ C_3H_6 \ ; \ C_3H_4 \ ; \ C_3H_2$$

Presentan todos ellos tres átomos de carbono y se diferencian en dos átomos de hidrógeno, entonces pertenecen a diferentes funciones orgánicas, presentando diferentes propiedades químicas, pero poseen iguales propiedades físicas.

Luego pertenecen a la serie isóloga y la alternativa correcta es la D.

HIDROCARBUROS

Son compuestos orgánicos binarios, constituidos por los elementos carbono e hidrógeno; la fórmula básica de los hidrocarburos es: C_xH_y.

La fuente de materia prima de los hidrocarburos es el petróleo y el gas natural que son mezclas de hidrocarburos; se clasifican en hidrocarburos acíclicos (saturados: alcanos) y no saturados (alquenos y alquinos) y de hidrocarburos cíclicos (aromáticos y heterocíclicos); estos compuestos pueden encontrarse en diferentes estados de materia: líquido, gaseoso (gas natural o por condensación) y eventualmente sólido.

Clasificación de los hidrocarburos

La clasificación de los hidrocarburos se hace atendiendo bien al tipo de estructura o a los tipos de enlaces entre sus átomos.

Si nos centramos en la primera tipología, según su estructura, encontramos los siguientes hidrocarburos:

- *Hidrocarburos acíclicos*

  Aquellos que cuentan con una estructura de cadena molecular que puede ser lineal o ramificados.

- *Hidrocarburos cíclicos*

  Aquellos que poseen una cadena molecular que se cierra sobre sí misma; los hidrocarburos cíclicos pueden estar constituidos por un solo ciclo (monocíclicos) o por varios ciclos (policíclicos).

En caso de centrarnos en la clasificación por los tipos de enlace, encontraremos los siguientes hidrocarburos:

- *Hidrocarburos aromáticos*

  En este caso, los hidrocarburos se encuentran formados por una estructura cíclica semejante a la estructura hexagonal del benceno, de los que son derivados.

  El nombre de aromático se debe a que originalmente se obtenían degradando algunas sustancias químicas que desprendían olor frecuentemente agradable.

- *Hidrocarburos alifáticos*

  Son aquellos que no cuentan con estructuras cíclicas o con anillos aromáticos; al no derivar del benceno; sus nombres se deben a que se obtenía a partir de la descomposición de aceites y grasas, y en griego esta palabra se denomina *aleiphar*.

Estos a su vez se dividen en dos tipos de hidrocarburos alifáticos, los saturados (con enlaces simples) y los insaturados (con al menos un enlace doble o triple).

ALCANOS

Son los hidrocarburos saturados que pueden ser de cadena abierta o cerrada que se encuentran unidos mediante enlaces simples; debido a que están conformados por enlaces sencillos se clasifican como hidrocarburos saturados, presentan cadenas en las cuales los carbonos presentan hibridación del tipo: sp^3.

Los alcanos son también conocidos como *parafinas,* que en latín significa: *poca afinidad*; debido a su poca reactividad química; a temperatura ambiente, los alcanos no son afectados por ácidos o bases fuertes, esto por la naturaleza de sus enlaces covalentes no polares.

Los enlaces que se establecen son de tipo sigma σ, tanto los enlaces carbono-carbono, como los carbono-hidrógeno; son covalentes, fuertes, difíciles de romper.

La fórmula general es C_nH_{2n+2} y sus nombres terminan en *ano*.

Nomenclatura

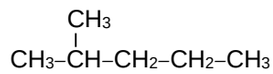
- **Común**

  En una nomenclatura antigua; no existen reglas para nombrar los compuestos; generalmente los nombres no oficiales de los compuestos son debido a su origen o a alguna propiedad que posee la sustancia.

  Cuando los carbonos se encuentran en cadena continua, se utiliza la palabra *normal* o el prefijo *n* antes de nombrar a la sustancia.

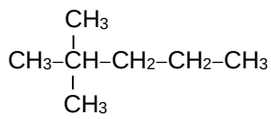
  $CH_3\text{-}(CH_2)_5\text{-}CH_3$
  n–heptano

  En el caso de cadenas ramificadas se usa el prefijo *iso* cuando existe un grupo metil ($\text{-}CH_3$) unido al penúltimo átomo de carbono de la cadena continua.

  *iso*hexano

  También se usa el prefijo *neo* para los compuestos que poseen dos grupos ($\text{-}CH_3$) unido al penúltimo átomo de carbono de la cadena continua.

  *neo*heptano

- **IUPAC**

  En este sistema de nomenclatura se sigue las siguientes reglas;

  - Determinar la cadena continua más larga de átomos de carbono y utilizarla como el nombre base al final del nombre correspondiente.
  - Numerar la cadena más larga, comenzando por el extremo que se encuentre más cerca de una ramificación.
  - Nombrar los sustituyentes de la cadena más larga (como grupos alquilo); señalar la posición de cada sustituyente por medio del número del átomo de carbono de la cadena principal al que está unido, seguido de un guion.
  - Cuando exista dos o más sustituyentes, mencionar en orden alfabético; si hubiera dos o más sustituyentes alquilo iguales, utilizar los prefijos di-, tri-, tetra-, etc. (los cuales se ignoran para ordenar alfabéticamente), para evitar repetir el nombre del grupo alquilo.

Propiedades de los alcanos

- **Físicas**

  Los alcanos, al igual que los alquenos y alquinos incrementan sus temperaturas de fusión o ebullición, y la densidad, con el incremento del peso o masa molecular.

  Son poco solubles en agua por lo que se les conoce como sustancias hidrofóbicas; son solubles en alcohol, cloroformo, benceno; es decir, en disolventes orgánicos, en virtud de que semejante disuelve semejante.

  Los cuatro primeros alcanos del metano al butano son gases a temperatura ambiente; los siguientes, del pentano al pentadecano, son líquidos, y a partir del hexadecano son sólidos.

- **Químicas**

A temperatura ambiente, los alcanos son los compuestos orgánicos menos reactivos; resisten el ataque de ácidos fuertes, bases fuertes, agentes oxidantes violentos como el permanganato de potasio o sustancias fuertemente reductoras como los hidruros metálicos; esta inercia química ha dado origen al nombre de *parafinas* (en latín: *poca afinidad*).

Las reacciones que exhiben estos compuestos son, en consecuencia, producidas bajo condiciones muy drásticas o mediante el ataque de reactivos sumamente energéticos, como son átomos o radicales libres.

Oxidación (combustión)

Corresponde a la reacción con el oxígeno, refiriéndonos a los alcanos, estas reacciones son las más importante de los compuestos orgánicos.

$$C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2} O_2 \rightarrow n\,CO_2 + (n+1)\,H_2O$$

$$C_3H_8 + 5\,O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 4\,H_2O$$

Halogenación (formación de halogenuros de alquilo)

Una mol de alcano reacciona con una mol de halógeno (X_2), con participación necesaria de calor o luz, dando como producto una mol de halogenuro de alquilo y halogenuro de hidrógeno.

$$\underset{\text{alcano}}{R\text{-}H} + \underset{\text{halógeno}}{X_2} \xrightarrow{\text{calor o luz}} \underset{\substack{\text{halogenuro}\\ \text{de alquilo}}}{R\text{-}X} + \underset{\substack{\text{halogenuro}\\ \text{de hidrógeno}}}{H\text{-}X}$$

X_2 : F_2 , Cl_2 , Br_2 o I_2

Ej.

La cloración del metano puede continuar hasta sustituirse por completo sus átomos de hidrógeno.

$$CH_4 + Cl_2 \rightarrow CH_3Cl + HCl$$

$$CH_3Cl + Cl_2 \rightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow CHCl_3 + HCl$$

$$CHCl_3 + Cl_2 \rightarrow CCl_4 + HCl$$

Al tetracloruro de metilo (CCl_4) se lo conoce comúnmente como cloroformo, es un líquido que se utiliza como anestésico, es muy buen disolvente del fósforo, yodo, azufre y resinas; se altera por reacción del aire y la luz solar.

Deshidrogenación

La deshidrogenación de un alcano conduce a la formación de un alqueno

$$\underset{\text{alcano}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3} \rightarrow \underset{\text{alqueno}}{CH_2\text{=}CH\text{-}CH_3} + H_2$$

Obtención de los alcanos

- Por reducción catalítica de un hidrocarburo no saturado.

$$\underset{\text{eteno}}{CH_2\text{=}CH_2} + H_2 \rightarrow \underset{\text{etano}}{CH_3\text{-}CH_3}$$

$$\underset{\text{propeno}}{CH_2\text{=}CH\text{-}CH_3} + H_2 \rightarrow \underset{\text{propano}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3}$$

- Mediante la *Síntesis de Wurtz*, consiste en tratar dos derivados halogenados (iguales o diferentes) con sodio.

$$2\,CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl + 2\,Na \rightarrow \underset{\text{butano}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3} + 2\,NaCl$$

$$CH_3\text{-}I + CH_3\text{-}CH_2\text{-}I + 2\,Na \rightarrow \underset{\text{propano}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3} + 2\,NaI$$

- Mediante la *Síntesis de Kolbe*, consiste en electrolizar una solución concentrada de la sal sódica o sal potásica de un ácido graso o mezcla de ácidos grasos.

$$2\,CH_3\text{-}COOK + 2\,H_2O \rightarrow \underset{\text{etano}}{CH_3\text{-}CH_3} + 2\,CO_2 + H_2 + KOH$$

- Mediante el uso del *Reactivo de Grignard*

(RMgX : X = halógeno)

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}MgCl + H_2O \rightarrow \underset{\text{etano}}{CH_3\text{-}CH_3} + MgCl(OH)$$

- Se puede obtener un alcano, calentando una mezcla de sal disódica de un ácido dicarboxílico e hidróxido sódico.

$$NaOOC\text{-}CH_2\text{-}COONa + 2\,NaOH \rightarrow \underset{\text{metano}}{CH_4} + 2\,Na_2CO_3$$

ALQUENOS

Se identificaron por primera vez en aceites, de ahí el nombre de *olefinas*; los alquenos con un solo doble enlace carbono-carbono son de la serie homóloga C_nH_{2n}, donde n es el número de carbonos ($n \geq 2$); en general los alquenos se caracterizan por tener uno o más dobles enlaces carbono-carbono (-C=C-), formado por un enlace sigma σ y un pi π, la cadena principal es la que lleva el o los enlaces dobles.

En este tipo de compuestos orgánicos observamos la presencia de los híbridos sp^2 para el par de carbonos que realizan el enlace doble.

Nomenclatura

- Los alquenos se nombran sustituyendo la terminación *-ano* del correspondiente alcano por la terminación *-eno*.

  Los alquenos más simples son el eteno y el propeno.

- Se elige como cadena principal la de mayor longitud que contenga el doble enlace. La numeración comienza en el extremo que otorga al doble enlace el menor localizador.

- El nombre de los sustituyentes precede al de la cadena principal y se acompaña de un localizador que indica su posición en la molécula. La molécula se numera de modo que el doble enlace tome el localizador más bajo.

- Cuando existen varios sustituyentes, ellos se ordenan alfabéticamente y se acompañan de sus respectivos localizadores.

- Cuando el doble enlace está a la misma distancia de ambos extremos, se numera para que los sustituyentes tomen los menores valores de los localizadores.

- En compuestos cíclicos resulta innecesario indicar la posición del doble enlace, puesto que siempre se encuentra entre las posiciones de los carbonos 1 y 2.

Propiedades de los alquenos

- **Físicas**

  Los alquenos presentan propiedades físicas que, en su mayoría, son similares a las de los alcanos del mismo número de carbonos.

  Los alquenos son hidrocarburos gaseosos hasta el C_4, líquidos del C_5 hasta el C_{18} y de ahí en adelante sólidos; son pocos solubles en agua, son solubles en disolventes orgánicos tales como el benceno, cloroformo y éter. Los puntos de fusión y ebullición aumentan en general con el peso molecular, son menos densos que el agua.

- **Químicas**

  Los alquenos presentan reacciones químicas de adición, en la cual se combinan dos moléculas para dar una sola molécula como producto.

  Hidrogenación

  La adición de hidrógeno se realiza en presencia de catalizadores metálicos, finamente divididos tales como: Ni, Pt o Pd.

  $$\underset{\text{alqueno}}{\text{-CH=CH-}} + H_2 \rightarrow \underset{\text{alcano}}{\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-}}$$

  Halogenación

  Los halógenos cloro y bromo se adicionan con gran facilidad al doble enlace carbono-carbono para dar un derivado saturados dihalogenado; los átomos de halógenos se sitúan en carbonos vecinos.

  $$\underset{\text{2-buteno}}{CH_3\text{-CH=CH-CH}_3} + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{2,3-diclorobutano}}{CH_3\text{-CHCl-CHCl-CH}_3}$$

  Reacciones de adición de alquenos

  Regla de Markovnikov

  Es una reacción de adición del tipo nucleofílica, el nucleofílo agregado se une al carbono más sustituido del doble enlace; el alqueno rompe su enlace π y recibe el nucleófilo en el carbono que tenga más sustituyentes.

  - Adición de halogenuros de hidrógeno, HX (sólo HCl, HBr y HI).

    $$CH_3\text{-CH=CH}_2 + HCl \rightarrow CH_3\text{-CHCl-CH}_3$$

  - Hidratación en medio ácido con la consecuente formación de un alcohol.

    $$CH_3\text{-CH=CH}_2 + H_2O \rightarrow CH_3\text{-CHOH-CH}_3$$

Obtención de los alquenos

- Mediante *Cracking de alcanos*, que consiste en obtener moléculas más sencillas paritnedo de moléculas de elevadas masas moleculares, esto se logra a temperaturas elevadas y en presencia de un adecuado catalizador.

  $$CH_3\text{-CH}_3 \rightarrow CH_2\text{=CH}_2 + H_2$$

- Por *deshidratación de alcoholes*, que consiste en la eliminación de una molécula de agua. La deshidratación require de la presencia de un ácido y de calor, además se obtendrán diversos alquenos donde uno de ellos será el producto principal por su abundancia.

  $$CH_3\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \underset{\text{eteno}}{CH_2\text{=CH}_2} + H_2O$$

  $$CH_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{OH} \rightarrow \underset{\text{1-buteno}}{CH_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH}_2} +$$

  $$\underset{\text{2-buteno}}{CH_3\text{-CH=CH-CH}_3} + H_2O$$

ALQUINOS

Conocidos antiguamente como hidrocarburos *acetilénicos*, pues, se derivan del acetileno, el alquino más simple.

Presentan enlaces triples carbono-carbono y todos los alquinos no cíclicos de un solo triple enlace pertenecen a la serie homologa: C_nH_{2n-2}, donde n es el número de

carbonos (n ≥ 2), los enlaces carbono-carbono con triple enlace (-C≡C-), están formados por un enlace sigma σ y dos enlaces pi π, la cadena principal es la que lleva el o los enlaces triple.

En este tipo de compuestos orgánicos observamos la presencia de los híbridos *sp* para el par de carbonos que realizan el enlace triple.

Nomenclatura

- Los alquinos responden a la fórmula C_nH_{2n-2} y se nombran sustituyendo el sufijo -ano del alcano con igual número de carbonos por -ino.
- Se elige como cadena principal la de mayor longitud que contiene el triple enlace. La numeración debe otorgar los menores localizadores al triple enlace.
- Cuando la molécula tiene más de un triple enlace, se toma como principal la cadena que contiene el mayor número de enlaces triples y se numera desde el extremo más cercano a uno de los enlaces múltiples, terminando el nombre en -diino, -triino, etc.
- Si el hidrocarburo contiene dobles y triples enlaces, se procede del modo siguiente:

  Se toma como cadena principal la que contiene al mayor número posible de enlaces múltiples, prescindiendo de si son dobles o triples.

  Se numera para que los enlaces en conjunto tomen los localizadores más bajos. Si hay un doble enlace y un triple a la misma distancia de los extremos tiene preferencia el doble.
- Si el compuesto tiene un doble enlace y un triple se termina el nombre en -eno-ino; si tiene dos dobles y un triple, -dieno-ino; con dos triples y un doble la terminación es, -eno-diino

Propiedades de los alquinos

- **Físicas**

  En general, los compuestos orgánicos, como los alcanos, alquenos y alquinos, poseen propiedades semejantes; son insolubles en agua debido a su relativa apolaridad, pero se disuelven en solventes orgánicos como el éter, acetona y cloroformo; al igual que los alcanos y alquenos son menos densos que el agua.

- **Químicas**

  Los alquinos debido a su más alto grado de insaturación que los alcanos y alquenos, son más reactivos y principalmente realizan reacciones de adición, entre los métodos más importantes tenemos:

Hidrogenación

La adición de hidrógeno se realiza en presencia de catalizadores metálicos, particularmente el níquel, platino o paladio, obteniéndose un alcano.

$$\underset{\text{alquino}}{CH{\equiv}CH} + 2\,H_2 \rightarrow \underset{\text{alcano}}{CH_3\text{-}CH_3}$$

Halogenación

Los halógenos cloro y bromo, se adicionan con gran facilidad al triple enlace carbono-carbono para dar un derivado saturados tetrahalogenados; previamente se puede obtener un derivado dihalogenado.

$$\underset{\text{etino}}{CH{\equiv}CH} + Cl_2 \rightarrow \underset{\text{1,2-dicloroeteno}}{CHCl{=}CHCl} + Cl_2$$

$$\rightarrow \underset{\text{1,1,2,2-tetracloroetano}}{CHCl_2\text{-}CHCl_2}$$

Reacciones de adición de halogenuros de hidrógeno

Previamente se obtiene un derivado monohalogenuro y luego un dihalogenuro del alquino a usarse.

Para este caso se debe tener presente la *Regla de Markovnikov*

Adición de halogenuros de hidrógeno

HX (sólo HCl, HBr y HI).

$$CH{\equiv}CH + HCl \rightarrow CH_2{=}CHCl + HCl \rightarrow CH_3\text{-}CHCl_2$$

Reacciones de hidratación

Hidratación en medio ácido con la consecuente formación de un aldehído o cetona; para tal reacción, se debe utilizar los reactivos adecuados.

$$\underset{\text{etino}}{CH{\equiv}CH} + H_2O \rightarrow \underset{\text{etanal}}{CH_3\text{-}CHO}$$

$$\underset{\text{propino}}{CH{\equiv}C\text{-}CH_3} + H_2O \rightarrow \underset{\text{propanona}}{CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3}$$

Reacciones de combustión

Para el caso especial del etino, se obtienen llamas con temperaturas de aproximadamente 2 800 ºC; El etino da llamas con temperaturas más elevadas que el eteno y etano.

$$2\,CH{\equiv}CH + 5\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 2\,H_2O$$

$$\Delta H = -311 \text{ kcal/mol}$$

Obtención de los alquinos

El alquino industrialmente más importante, es el etino o acetileno; se trata de un gas incoloro que se prepara

por adición de agua al carburo de calcio (CaC_2), este último se prepara en hornos eléctricos.

Para la preparación de otros alquinos, en general, se tienen los siguientes métodos.

- Deshidrohalogenación de halogenuros de alquilo:

$$CH_2{=}CHBr \rightarrow CH{\equiv}CH + HBr$$

- Mediante la reacción de acetiluros de sodio con halogenuros de alquilo primario.

$$CH{\equiv}CNa + CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2Br \rightarrow$$

$$CH{\equiv}C\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + NaBr$$

- Deshalogenación de tetrahalogenuros, en presencia de determinados catalizadores, como el Zn.

$$CH_3\text{-}CBr_2\text{-}CHBr_2 \rightarrow CH_3\text{-}C{\equiv}CH$$

EJERCICIOS DESARROLLADOS

1. Una de las características generales de los compuestos orgánicos es:

   A) El carbono, hidrógeno y oxígeno forman parte de todas sus estructuras.
   B) El enlace iónico es lo que une a sus átomos.
   C) Al arder producen amoníaco.
   D) Están formados por moléculas donde los átomos están unidos por enlaces covalentes.
   E) Se descomponen con facilidad cuando absorben oxígeno.

   Solución:

   Los compuestos orgánicos están compuestos por los elementos organógenos: C, H, O y N.

   Cuando un compuesto orgánico combustiona arde, produce: CO_2 y $H_2O_{(v)}$.

   Entre los elementos organógenos se establecen enlaces covalentes.

   La mayoría de los compuestos orgánicos son estables frente a la presencia del oxígeno y cuando este es absorbido produce otros compuestos orgánicos.

   Luego la alternativa D es correcta.

2. ¿Cuál de las siguientes variedades de carbonos es artificial?

   A) Antracita
   B) Coque
   C) Lignito
   D) Hulla
   E) Turba

   Solución:

   El carbono natural es aquel que se encuentra en la naturaleza siendo estos:

   Diamante, grafito, antracita, hulla, lignito y turba.

   El carbono artificial son productos obtenidos mediante la calcinación de algunas sustancias orgánicas, siendo estos:

   Carbono vegetal, negro humo, carbono animal, coke, etc.

   Luego la alternativa B es correcta.

3. Los compuestos de los hidrocarburos mostrados a continuación:

   $$C_3H_8 \ , \ C_3H_6 \ , \ C_3H_4 \ , \ C_3H_2$$

   Pertenecen a la serie denominada:

   A) Homóloga
   B) Heteróloga
   C) Natural
   D) Isóloga
   E) Inmunóloga

   Solución:

   Los compuestos que pertenezcan a la misma función orgánica y se diferencian en $-CH_2-$, entonces tendrán iguales propiedades químicas pero diferentes propiedades físicas, se les considerará como pertenecientes a la *serie homóloga*.

   Los compuestos que pertenezcan a diferentes funciones orgánicas y se diferencien en H_2, entonces tendrán iguales propiedades físicas pero diferentes propiedades químicas, se les nombrará como pertenecientes a la *serie isóloga.*

   Para el caso del problema, los compuestos:

   $$C_3H_8 \ , \ C_3H_6 \ , \ C_3H_4 \ , \ C_3H_2$$

   Presentan todos ellos tres átomos de carbono y se diferencian en dos átomos de hidrógeno, entonces pertenecen a diferentes funciones orgánicas, presentando diferentes propiedades químicas, pero tienen iguales propiedades físicas.

   Luego pertenecen a la *serie isóloga*; alternativa D.

4. Cuál de las alternativas representa al compuesto:

   2-cloro-1-penten-3-ino

   A) $CH_3\text{-}CH{=}CCl\text{-}C{\equiv}CH$
   B) $CH_2{=}CH\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_3$
   C) $CHCl{=}CH\text{-}C{\equiv}CH_3$
   D) $CH_2{=}CCl\text{-}C{\equiv}C\text{-}CH_3$
   E) $CH_3\text{-}CH_2\text{-}CHCl\text{-}CH_2\text{-}CH_3$

Solución:

Cuando en una cadena carbonada existen al mismo tiempo el doble y triple enlace, se le dará prioridad al doble enlace para nombrar la cadena carbonada.

Donde el triple enlace se ha de señalar mediante el sufijo *ino* acompañado de un número que indique su ubicación en la cadena carbonada.

El pentano tiene cinco carbonos y presenta un doble enlace en el primer carbono, además el cloro se encuentra en el segundo carbono, también se sabe que el triple enlace se encuentra en el tercer carbono.

$$\underset{1}{CH_2} = \underset{2}{CCl} - \underset{3}{C} \equiv \underset{4}{C} - \underset{5}{CH_3}$$

2-Cloro-1-penten-3-ino

Luego la alternativa D es correcta.

5. Observando la fórmula siguiente se tiene que:

$$CH{\equiv}C\text{-}CH_3$$

A) Se trata de un alqueno.
B) Tiene un carbono primario.
C) Tiene un carbono secundario.
D) Se trata de un alcano.
E) Tiene dos carbonos terciarios.

Solución:

El hidrocarburo señalado en el problema se trata de un alquino.

Tiene en su molécula los siguientes tipos de carbono

$$CH \equiv C\boxed{\text{- } CH_3}$$

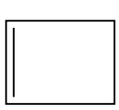
Carbono primario

Luego la alternativa B es correcta.

HIDROCARBUROS ALICÍCLICOS
(Cicloalifáticos)

Son denominados alicíclicos o cicloalifáticos, se trata de la química de los cicloalcanos (C_nH_{2n}), cicloalquenos (C_nH_{2n-2}) y cicloalquinos (C_nH_{2n-4}); en el primero sólo existen enlaces simples, en el segundo y tercero existen enlaces dobles y triples respectivamente.

ciclopropano



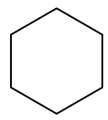
ciclobuteno

ciclohexino

Nomenclatura

Para la nomenclatura de los alicíclicos se debe tener presente las siguientes reglas:

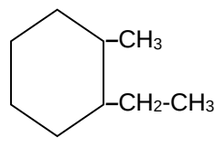
- Se coloca en primer lugar la palabra ciclo y luego el nombre del hidrocarburo de cadena abierta correspondiente, de igual número de carbonos que el ciclo.



ciclohexano

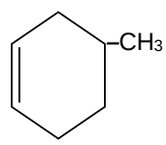
cicloheptano

- Para indicar la posición de los radicales, se debe enumerar la cadena cíclica: pero tener en cuenta que los números que indican la posición deben ser lo menor posible.



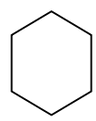
1-etil-2-metil-ciclohexano

- Para el caso especial de los cicloalquenos y cicloalquinos, se considera que los carbonos del doble y triple enlace ocupan las posiciones 1 y 2.

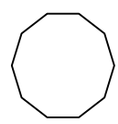


4-metil-ciclohexeno

Es necesario indicar que, por ser conveniente, los anillos alifáticos a menudo se representan por medio de figuras geométricas simples.



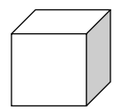
ciclohexano



ciclodecano

- Para los compuestos policíclicos, estos contienen dos o más anillos, los que comparten dos o más átomos de carbono.

  Existen compuestos policíclicos en una variedad de formas extrañas, por ejemplo.



cubano

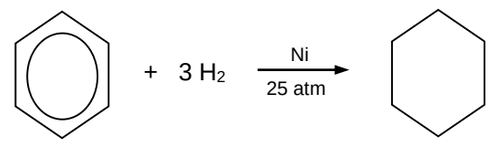
Obtención de los alicíclicos

Una de las principales fuentes para la obtención de los cíclicos, es el petróleo; por ese motivo en la industria petrolífera se les conoce como naftenos.

Entre los principales métodos de obtención tenemos:

- Por adición de hidrógenos a sustancias aromáticas, buscando las condiciones adecuadas para la reacción.

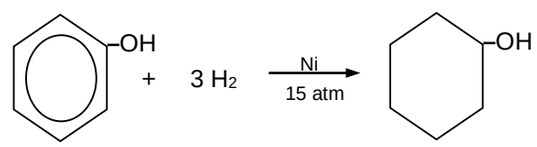
  Ej.



benceno (aromático) — ciclohexano (alicíclico)

- Por adición de hidrógenos, podemos obtener ciclohexanos sustituidos a partir del benceno sustituidos.

  Ej.



fenol (aromático) — ciclohexanol (alicíclico)

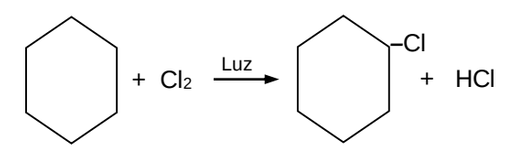
Reacciones químicas

La mayoría de los compuestos alicíclicos realizan reacciones análogas a los de cadena abierta.

Entre estas reacciones tenemos:

- Los cicloalcanos sufren la sustitución con radicales libres.

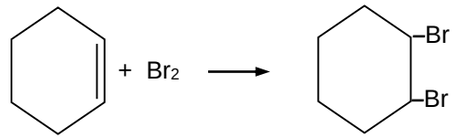
  Ej.



ciclohexano — clorociclohexano

- Los cicloalquenos dan principalmente reacciones de adición, al igual que los otros alquenos; se debe a la presencia del débil enlace pi (π).

  Ej.



ciclohexeno — 1,2-dibromociclohexano

EJERCICIOS DESARROLLADOS

6. Sobre las sustancias aromáticas, indique que proposiciones son falsas:

   A) Son compuestos orgánicos que presentan aromas agradables por lo cual se utilizan en perfumería.
   B) Pueden ser hidrocarburos, oxigenados o nitrogenados.
   C) Pueden ser especies iónicas, siendo muy reactivas.
   D) Una fuente importante de obtención es el alquitrán de hulla.

   Solución:

   I. Falsa

   Inicialmente el término aromático se acuñó a los compuestos que tenían olor definido, más adelante al conocerse muchos compuestos relacionados con éstos, que no tenían olor, el significado de la palabra aromático se asoció más a un tipo de estructura química que al olor.

   II. Verdadera

   Los compuestos aromáticos pueden ser hidrocarburos, oxigenados (aldehídos, cetonas, etc.), nitrogenados (aminas, amidas, etc.)

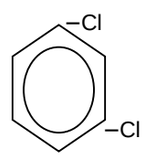
   III. Falsa

   Los aromáticos son sustancias muy estables debido a la resonancia que presentan, siendo moléculas o especies iónicas.

   IV. Verdadera

   Los aromáticos tiene como fuente natural de obtención el petróleo, alquitrán de hulla, etc.

7. La siguiente fórmula corresponde al compuesto orgánico cuyo nombre es:



Solución:

La fórmula corresponde a un derivado disustituido de la forma *meta*, por lo que su nombre será:

meta diclorobenceno o 1,3 –diclorobenceno

8. Indique verdadero (V) o falso (F) de los siguientes enunciados:

( ) Los cicloalcanos tienen por fórmula general C_nH_{2n}-
( ) El benceno es el cicloalcano más estable.
( ) El cicloalcano más simple es el cicloetano

Solución:

Verdadero

La fórmula general de los cicloalcanos coincide con la de los alquenos.

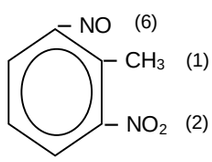
Falso

El benceno es un hidrocarburo de cadena cerrada con enlaces dobles deslocalizados.

Falso

Para que exista un cicloalcano, mínimamente debe haber tres átomos de carbono.

9. El compuesto presentado en la siguiente figura, se denomina:



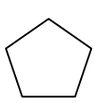
Se enumera considerando que el grupo orientador es (CH_3) terminación tolueno.

En consecuencia, su nombre es: 2,6-dinitrotolueno

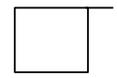
10. Señale el número total de isómeros de cadena del ciclopentano.

A) 1
B) 2
C) 4
D) 5
E) 6

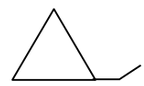
Solución:



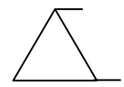
ciclopentano



metil ciclobutano



etil ciclopropano



1,2-dimetilciclopropano

Son cuatro isómeros de cadena cerrada

Rpta: C

HIDROCARBUROS AROMÁTICOS

Los hidrocarburos aromáticos denominados también ciclo-aromáticos o arílicos, son el benceno y aquellas sustancias semejantes a él en su comportamiento químico; el nombre de aromáticos deriva de los olores característicos que despiden, agradables en algunos casos.

El principal y más sencillo de estos hidrocarburos es el benceno, de fórmula global o molecular C_6H_6, los demás compuestos se consideran como derivados de esta molécula producto de la sustitución heterolítica de los átomos de hidrógeno por otros sustituyentes.

Con respecto a la aromaticidad, se dice que un compuesto es aromático si tiene un comportamiento parecido al benceno; estos compuestos cumplen los siguientes criterios:

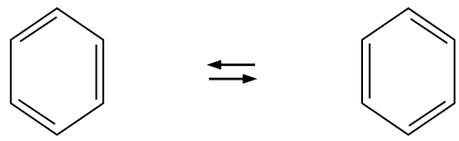
- Tienen estructura cíclica planar que contenga 5, 10, 14 , etc. electrones π, que son muy estables.
- Deben contener enlaces dobles alternados, es decir, conjugados.
- Cada átomo que forma el anillo o ciclo debe estar hibridado en sp^2 y ocasionalmente en *sp*; presentan al menos un enlace doble.
- Teóricamente para considerar a una sustancia como aromática, su molécula debe tener nubes cíclicas de electrones π deslocalizados, encima y debajo del plano de ella; además, estas nubes π deben contener un total de: 4n + 2 electrones deslocalizados, donde *n* es un número entero cualquiera; este requisito se conoce como la *Regla de Hückel*.

BENCENO

M. Faraday en 1825 aisló por primera vez el benceno a partir del residuo que queda al destilar el aceite de ballena para obtener gas de alumbrado, de ahí uno de sus nombres *grupo fenilo* (*pheno*, alumbro).

E. Mitscherlich determinó su composición y fórmula global: seis (6) átomos de carbono y seis (6) átomos de hidrógeno (C_6H_6).

A. Kekule en 1864, basado en su fórmula molecular y en sus propiedades conocidas hasta entonces, sugirió una estructura en forma de anillo con seis (6) carbonos en cadena unidos mediante enlaces sencillos y dobles alternados.



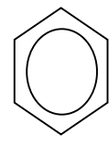
(a) (b)

Kekule (1864)

Kekule para obviar los problemas derivados en los compuestos disustituidos del benceno, sugirió que la estructura verdadera del benceno sería un híbrido resonante entre ellas que combina las características de las estructuras (a) y (b).

En consecuencia, el benceno no posee enlaces dobles (1,34 Å) ni enlaces sencillos (1,54 Å), sino una estructura hexagonal regular, simétrica, con un valor de los enlaces C–C de aproximadamente 1,39 Å.

En la actualidad la estructura de la molécula del benceno se representa con un anillo hexagonal y dentro un círculo continuo o punteado, para representa los seis (6) electrones π deslocalizados.



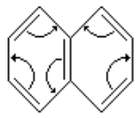
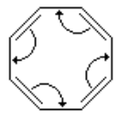
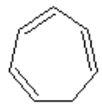
Estructura del benceno hibridado o resonante

Nomenclatura

Para facilitar la denominación de los compuestos aromáticos se les clasifica de acuerdo al número de hidrógenos sustituidos (monosustituidos, disustituidos, trisustituidos y polisustituidos) empleándose en la nomenclatura IUPAC, las siguientes reglas básicas:

- Si el hidrocarburo aromático está sustituido, a cada sustituyente le corresponderá un nombre y un número si fuera necesario.
- Para indicar la posición de los sustituyentes en los carbonos del anillo aromático, se enumeran los mismos de manera tal que se use el menor número posible.
- En los derivados aromáticos con dos o más sustituyentes, al indicar el nombre del último sustituyente, este debe encontrarse en posición 1 y por tal motivo este número no se indica. Si los sustituyentes son iguales si se coloca la posición 1.

Ej.

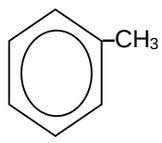
Compuesto	Nº enlaces π	Nº electrones π	Regla de Hückel (4n + 2)	
	3	6	4 (1) + 2 = 6	Aromático
	5	10	4 (2) + 2 = 10	Aromático
	4	8	4 (?) + 2 = 8	No es aromático
	3	6	4 (1) + 2 = 6	No es aromático*

* Cumple la regla de Hückel, mas no posee enlaces dobles alternados

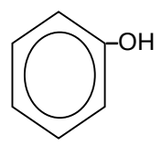
Monosustituidos

Son compuestos que resultan de sustituir un (1) hidrógeno del benceno por un radical o grupo funcional; para nombrarlos primero se designa el sustituyente seguido de la palabra benceno o mediante nombres especiales aceptados por IUPAC.

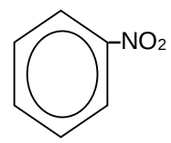
Ej.



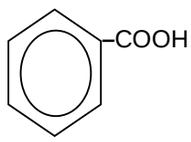
metilbenceno (tolueno)



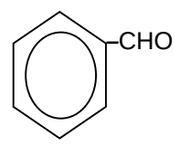
hidroxibenceno (fenol)



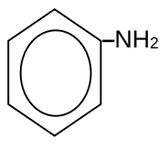
nitrobenceno



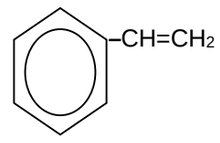
ácido benzoico



benzadehído



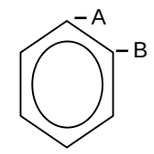
aminobenceno (anilina)



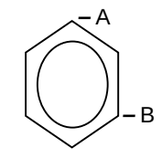
etenil benceno

Disustituidos

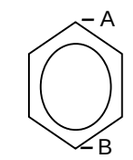
Son compuestos que resultan de la sustitución de dos (2) hidrógenos del benceno por sustituyentes iguales o diferentes; según la posición de los sustituyentes ellos pueden adoptar tres (3) posiciones diferentes las que se pueden indicar numéricamente, con el empleo de prefijos o a través de nombres comunes.



1,2 - orto (*o*)

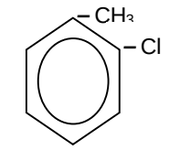


1,3 - meta (*m*)



1, 4 - para (*p*)

Ej.

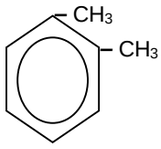


1,2-clorometilbenceno
o-clorotolueno

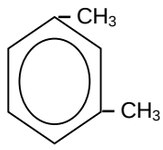
Xilenos

Son compuestos bencénicos disustituidos por radicales metil(o); es decir, son compuestos dimetilados.

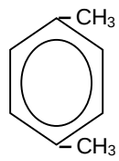
Ej.



o-xileno



m-xileno

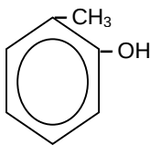


p-xileno

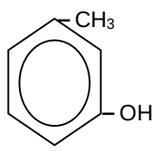
Cresoles

Son compuestos bencénicos disustituidos por un radical metil(o) y el grupo hidroxilo u oxhidrilo; es decir, son compuestos hidroximetilados.

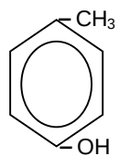
Ej.



o-cresol



m-cresol

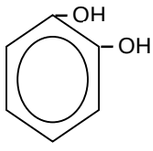


p-cresol

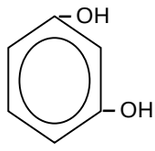
Fenodioles

Son compuestos bencénicos bisustituidos por grupos hidroxilos (OH^-)

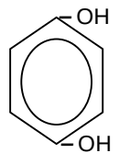
Ej.



catecol



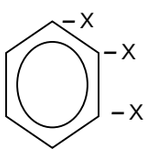
resorcinol



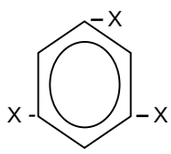
hidroquinona

<u>Trisustituidos</u>

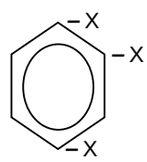
Son compuestos que resultan de la sustitución de tres (3) hidrógenos del benceno por sustituyentes iguales o diferentes; al igual que en el caso anterior son tres (3) las posiciones que los sustituyentes pueden adoptar; las posiciones pueden indicarse numéricamente o a través de prefijos.



1,2,3 -
vecinal (vec)

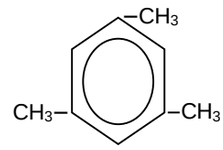


1,3,5 -
simétrico (sim)



1,2,4 -
asimétrico (asim)

Ej.

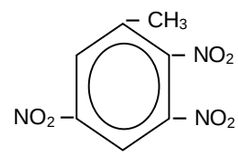


1,3,5-trimetilbenceno
sim-trimetilbenceno

<u>Polisustituidos</u>

Para nombrar a estos compuestos puede utilizarse la numeración de los carbonos del anillo aromático para indicar la posición de los sustituyentes o un nombre común con sustituyentes numerados.

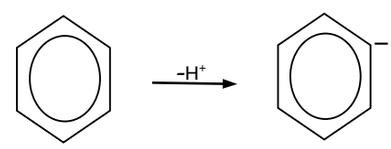
Ej.



2,3,5-trinitro-metilbenceno
2,3,5-trinitrotolueno (TNT)

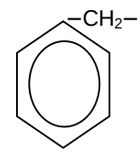
Radical fenil (o)

Cuando al benceno se le elimina un hidrógeno se obtiene el radical *fenil* o *fenilo*.



Benceno Fenil

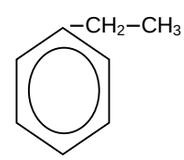
Cuando en el tolueno se elimina un hidrógeno del grupo metil, se obtiene el radical *bencil*.



Arenos

Muchos compuestos importantes no son alifáticos o aromáticos, sino contienen unidades tanto alifáticas como aromáticas; a los hidrocarburos de este tipo se denominan colectivamente *arenos*.

Ej.



etilbenceno
feniletano

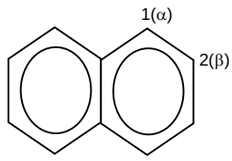
HIDROCARBUROS AROMÁTICOS POLINUCLEARES

Son compuestos aromáticos policíclicos que contienen dos o más anillos bencénicos condensados, donde mínimamente dos (2) átomos de carbono son comunes a dos anillos bencénicos (o más).

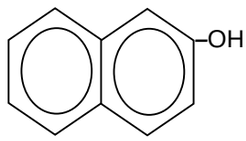
Los compuestos polinucleares más importantes son:

- *Naftaleno* ($C_{10}H_8$)

  La molécula del naftaleno está formada por dos anillos simétricos enlazados por un lado que es común; la numeración de sus carbonos se encuentra definidos de la siguiente forma:



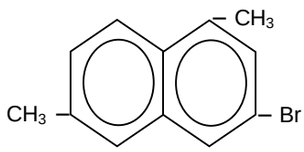
  La simetría de la molécula deja ver claramente que los carbonos apicales 1, 4, 5 y 8 son equivalentes y se les designa como carbonos α; así mismo los carbonos laterales 2, 3, 6 y 7 también son equivalentes y se les llama carbonos β.



2-hidroxinaftaleno
β-naftol

  Los respectivos derivados de sustitución sobre dichos carbonos se designan con los mismos números o letras, los carbonos centrales no se enumeran por carecer de hidrógenos sustituibles.

  Ej.



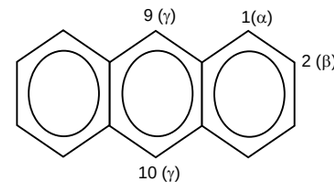
bromo-1,6-dimetilnaftaleno

- *Antraceno* ($C_{14}H_{10}$)

  Es un compuesto de estructura polinuclear no saturado que corresponde a un híbrido de resonancia; se puede considerar como resultado de la fusión de tres anillos bencénicos.

  En la molécula del antraceno existen tres tipos de carbonos α, β y γ, y por tanto existen tres isómeros de posición para un derivado monosustituido.

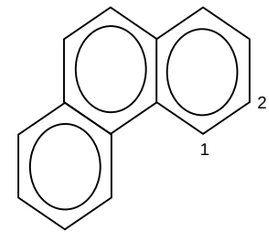
  El orden de reactividad es: $\gamma > \alpha > \beta$ y γ.



  De acuerdo a la disposición de los átomos de carbono en la molécula de antraceno los derivados monosustituidos pueden ser de los tipos: alfa (α), beta (β) y gamma (γ); los hidrógenos 9 y 10 son los más activos y fáciles de sustituir fijando nuevos átomos o radicales.

- *Fenantreno* ($C_{14}H_{10}$)

  Su fórmula global nos indica que es un isómero del antraceno, está formado por tres (3) anillos conectados angularmente; presenta también el fenómeno de resonancia como el antraceno, siendo su forma más estable la siguiente:



  Como las posiciones 1, 2, 3, 4 y 9 son diferentes sólo es posible cinco (5) derivados monosustituidos.

Propiedades físicas

La serie aromática la conforman el benceno y sus derivados, todos ellos poseen olores específicos, intensos y en algunos casos agradables. Como sustancias de baja polaridad, son insolubles en agua, pero bastante solubles en disolventes no polares como el éter, tetracloruro de carbono, ligroina (nafta ligera: $C_6 \rightarrow C_7$).

En cuanto a las propiedades físicas como punto de ebullición y fusión, estas dependen del tipo de sustituyentes; el punto de ebullición depende de la simetría molecular y aumenta con el incremento del peso molecular, por cada átomo de carbono adicional entre 20 – 30 ºC; debido a que la temperatura de fusión depende además de la forma de la molécula su relación con la estructura es muy compleja.

Algunos compuestos aromáticos importantes

Nombre	Fórmula	t_f ºC	t_{eb} ºC
Benceno	C_6H_6	5,5	80
Tolueno	C_6H_5-CH_3	-95	111
o-xileno	1,2-C_6H_5-$(CH_3)_2$	-25	144
m-xileno	1,3-C_6H_5-$(CH_3)_2$	-48	139
p-xileno	1,4-C_6H_5-$(CH_3)_2$	13	138
Etilbenceno	C_6H_5-C_2H_5	-95	136
Naftaleno	$C_{10}H_8$	80	218
Bifenilo	C_6H_5-C_6H_5	70	255
Antraceno	$C_{14}H_{10}$	216	354
Fenantreno	$C_{14}H_{10}$	101	340

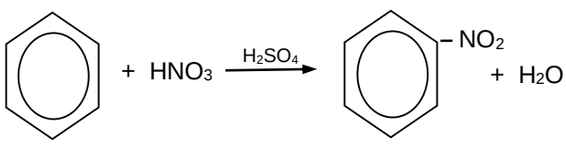
Propiedades químicas

La presencia de la nube de electrones π deslocalizados en el anillo bencénico, hace de ésta una zona altamente negativa que en sus reacciones típicas es fuente de electrones (actúa como base), susceptible al ataque de reactivos electrofílicos (-nitronio, NO_2^+); iones carbonio (CH_3^+) , etc. o ácidos, dando lugar a reacciones típicas de sustitución electrofílica.

Reacciones de sustitución aromática electrofílica

- *Nitración*

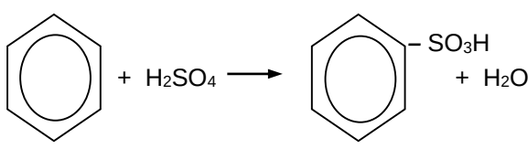
  Esta reacción es el resultado de sustituir a un hidrógeno del benceno por un grupo nitronio NO_2^+, proveniente del HNO_3; en presencia de H_2SO_4 (mezcla sulfonítrica) a 60 ºC.



Benceno Nitrobenceno

- *Sulfonación*

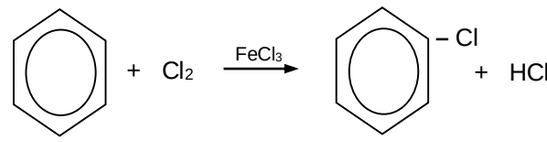
  Consiste en la sustitución de un hidrógeno del benceno por un grupo sulfónico, -HSO_3 se puede emplear H_2SO_4 y un exceso de SO_3.



Benceno Ac. benceno sulfónico

- *Halogenación*

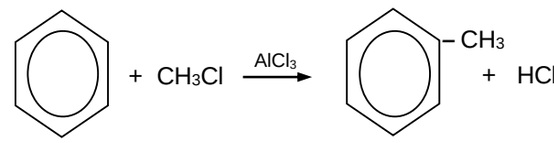
  Las reacciones de halogenación del benceno son las reacciones de sustitución de más fácil realización, se ejecutan en presencia de catalizadores ($FeCl_3$), a la luz difusa y temperatura ambiente; los halógenos más empleados son el Cl, Br, I.



Benceno Clorobenceno

- *Alquilación o reacción de Friedel-Crafts*

  Consiste en la sustitución de un hidrógeno del benceno por un radical alquilo: -CH_3 , -C_2H_5 , etc. para tal sustitución se utiliza haluros de alquilo en presencia de catalizadores tales como: $AlCl_3$, $ZnCl_2$ ó $FeCl_3$, que actúan como ácidos de Lewis.



Benceno Metilbenceno (Tolueno)

Considerada en sus diversas modificaciones, la reacción de Friedel-Crafts es el método más importante para unir cadenas laterales alquílicas con anillos aromáticos.

EJERCICIOS DESARROLLADOS

1. Sobre las sustancias aromáticas, indique que proposiciones son falsas:

   I. Son compuestos orgánicos que presentan aromas agradables por lo cual se utilizan en perfumería.
   II. Pueden ser hidrocarburos, oxigenados o nitrogenados.
   III. Pueden ser especies iónicas, siendo muy reactivas.
   IV. Una fuente importante de obtención es el alquitrán de hulla.

   Solución:

   I. Falsa

   Inicialmente el término aromático se acuñó a los compuestos que tenían olor definido, más adelante al conocerse muchos compuestos relacionados con éstos, que no tenían olor, el significado de la palabra aromático se asoció más a un tipo de estructura química que al olor.

II. Verdadera

Los compuestos aromáticos pueden ser hidrocarburos, oxigenados (aldehídos, cetonas, etc.), nitrogenados (aminas, amidas, etc.)

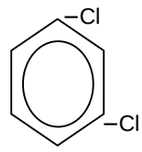
III. Falsa

Los aromáticos son sustancias muy estables debido a la resonancia que presentan, siendo moléculas o especies iónicas.

IV. Verdadera

Los aromáticos tiene como fuente natural de obtención el petróleo, alquitrán de hulla, etc.

2. La siguiente fórmula corresponde al compuesto orgánico cuyo nombre es:



Solución:

La fórmula corresponde a un derivado disustituido de la forma *meta*, por lo que su nombre será:

meta diclorobenceno o 1,3–diclorobenceno

3. Indique verdadero (V) o falso (F) de los siguientes enunciados:

( ) Los cicloalcanos tienen por fórmula general C_nH_{2n}-
( ) El benceno es el cicloalcano más estable.
( ) El cicloalcano más simple es el cicloetano

Solución:

Verdadero

La fórmula general de los cicloalcanos coincide con la de los alquenos.

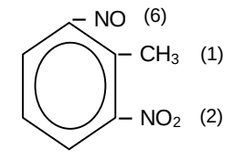
Falso

El benceno es un hidrocarburo de cadena cerrada con enlaces dobles deslocalizados.

Falso

Para que exista un cicloalcano, mínimamente debe haber tres átomos de carbono.

4. El compuesto presentado en la siguiente figura, se denomina:



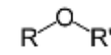
Se enumera considerando que el grupo orientador es (CH_3) terminación tolueno.

En consecuencia, su nombre es: 2,6-dinitrotolueno

FUNCIONES OXIGENADAS

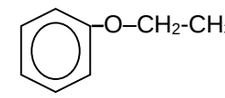
ÉTERES (R-O-R')

Son compuestos oxigenados que presentan en sus estructuras al oxígeno (–O–) cuyo nombre es *oxi*; unido a dos grupos alquilo, R y R'; también puede(n) ser grupos arilo (Ar-).



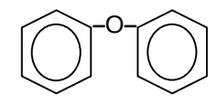
Éter asimétrico: R es distinto a R'

CH_3-CH_2-O-CH_3



Éter simétrico: R es idéntico a R'

CH_3-O-CH_3



En cuanto a su estructura molecular teóricamente, los éteres al igual que los alcoholes son considerados como derivados del agua, pues, resultan de sustituir en la molécula de agua un H por un radical R' en los alcoholes y, dos H por radicales R y R' en los éteres.

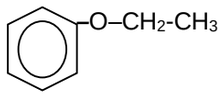
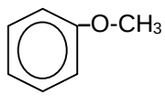
Nomenclatura

- **Común**

  Es la nomenclatura más usada para los éteres, se emplea para los éteres más sencillos carentes de otros grupos funcionales.

  En los éteres asimétricos, se nombran los grupos alquilo en orden alfabético seguidos de la palabra éter; no existe inconveniente en colocar la palabra éter al inicio y luego el nombre de los dos radicales, al último radical se le adiciona la terminación *ico*.

En los éteres simétricos, se nombra el grupo alquilo o arilo empleando el prefijo *di*.

CH_3-CH_2-O-CH_3	etil metil éter éter etil metilico
CH_3-O-CH_3	dimetil éter éter dimetílico
	etil fenil éter éter feniletílico
CH_3-O-CH=CH_2	metil vinil éter éter metilvinílico
	fenil metil éter éter fenilmetílico (anisol)

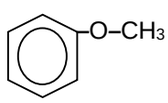
- **IUPAC**

Se nombran como derivados del grupo alquilo más complejo; el grupo más sencillo se nombra como un sustituyente *alcoxi*, escribiendo el nombre de la raíz del alcano seguido del sufijo *oxi*.

Ej.

CH_3-O-	met*oxi*
CH_3-CH_2-O-	et*oxi*
CH_3-CH_2-CH_2-O-	prop*oxi*
$(CH_3)_2$-CH-O-	isoprop*oxi*

En este sistema también se puede nombrar los dos radicales, pero entre ambos se coloca la palabra *oxi*.

CH_3-CH_2-O-CH_3	metoxietano etil oxi metil
CH_3-O-CH_3	metoximetano metil oxi metil
CH_2=CH-O-CH_3	metoxieteno etenil oxi metil
	fenil oxi metil

Si el grupo alquilo más complejo presenta algún grupo funcional, se toma en cuenta el siguiente orden de prioridad para determinar la función a la que pertenece el compuesto y su respectiva numeración y denominación.

$$-OH > -O- > C=C > C \equiv C$$

CH_2=CH-CH_2-O-CH_3 1-metoxi-2-propeno

CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_2-OH 2-etoxi-1-etanol

Obtención de los éteres

Entre las principales formas de obtenerlos, tenemos:

- *Deshidratación de los alcoholes*

Los éteres simétricos de menor peso molecular se preparan en grandes cantidades para ser empleados como disolventes a partir de los alcoholes primarios con el uso del ácido sulfúrico H_2SO_4 como agente deshidratante en caliente (130 – 140 ºC)

$$\underset{\text{etanol}}{2\ CH_3\text{-}CH_2OH} \rightarrow \underset{\substack{\text{dietil éter}\\ \text{(éter sulfúrico)}}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3} + H_2O$$

- *Síntesis de Williamson*

Consiste en la reacción de los alcóxidos o fenóxidos metálicos (R-O-M o Ar-O-M) con los halogenuros de alquilo (R'-X) para producir éteres (R-O-R'); este es el mejor método para preparar éteres simétricos y asimétricos.

$$\underset{\text{metóxido sódico}}{CH_3\text{-}O\text{-}Na} + \underset{\text{yodometano}}{CH_3\text{-}I} \rightarrow \underset{\substack{\text{metóximetano}\\ \text{(éter simétrico)}}}{CH_3\text{-}O\text{-}CH_3} + NaI$$

$$\underset{\text{etóxido potásico}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}K} + \underset{\text{clorometano}}{CH_3\text{-}Cl} \rightarrow \underset{\substack{\text{metóxietano}\\ \text{(éter asimétrico)}}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_3} + KCl$$

- *Reacción de un alqueno con trifluoro acetato mercúrico*

Mediante reacción de un alqueno con trifluoro acetato mercúrico, en presencia de alcoholes, obtenemos compuestos alcoximercúricos; estos por reducción originan éteres.

$$\underset{\text{m}}{CH_3\text{-}CH=CH_2} + CH_3OH \xrightarrow[NaBH_4]{Hg\,(OOC\text{-}CF_3)_2} \underset{\text{metilisopropiléter}}{CH_3\text{-}CH(O\text{-}CH_3)\text{-}CH_3}$$

Propiedades de los éteres

- **Físicas**

A 20 ºC, el dimetiléter y etilmetiléter son gases, los restantes éteres son líquidos, esto significa que la intensidad de los enlaces intermoleculares se incrementa al aumentar la masa molecular del éter; son menos densos que el agua y poseen olor agradable.

Los éteres son compuestos cuyas moléculas no presentan enlaces puente de hidrógeno entre sí;

debido a ello, los puntos de fusión y ebullición son menores a los de alcoholes con pesos moleculares semejantes.

Son poco solubles en agua debido a su baja polaridad, la ligera solubilidad se debe a que los éteres ligeros establecen enlaces puente de hidrógeno con las moléculas de agua debido a los pares solitarios de electrones que existen en el oxígeno.

Debido a su alta polaridad, los éteres son muy buenos solventes orgánicos.

- **Químicas**

Ruptura del enlace C-O

Los éteres se fraccionan por acción de ácidos hidrácidos fuertes.

$$R\text{-}O\text{-}R' + HX \rightarrow R\text{-}OH + R\text{-}X$$

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}O\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + HI \rightarrow$$

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + CH_3\text{-}CH_2\text{-}I$$

ALCOHOLES (R-OH)

Son compuestos oxigenados que presentan el grupo funcional hidroxilo u oxhidrilo (OH^-) unido a un grupo alquilo; cuando el grupo hidroxilo se encuentra unido a un anillo bencénico, se trata de un fenol.

La fórmula general de estos compuestos es:

R-OH

Tipos de alcoholes

Según el tipo de átomo de carbono del grupo alquilo R- al cual está unido -OH, los alcoholes pueden clasificarse en:

- *Alcoholes primarios*

El grupo oxhidrilo -OH se encuentra unido a un carbono primario.

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH$

- *Alcoholes secundarios*

El grupo oxhidrilo -OH se encuentra unido a un carbono secundario.

$CH_3\text{-}CH(OH)\text{-}CH_3$

- *Alcoholes terciarios*

El grupo oxhidrilo –OH se encuentra unido a un carbono terciario.

$CH_3\text{-}C(CH_3)(OH)\text{-}CH_3$

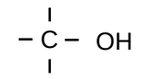
Nomenclatura

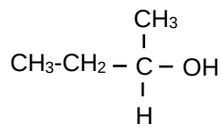
Se tienen tres sistemas de nomenclatura: el carbinol, el común y el IUPAC.

- **Sistema carbinol**

En este sistema se considera a los alcoholes como derivados del metanol (CH_3-OH); por reemplazo de uno o más átomos de hidrógeno por otros grupos o radicales.

Se nombran los grupos unidos al carbono con OH^- y finalmente adicionamos el sufijo *carbinol*.

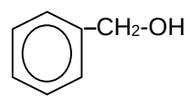




etil metil carbinol

- **Común**

Al igual que los alcanos, es usual sólo para alcoholes sencillos; consiste en escribir el nombre de la función: *alcohol*, seguido del nombre común del grupo alquilo con sufijo *ico*.

$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH$	alcohol etílico
$CH_3\text{-}CH(OH)\text{-}CH_3$	alcohol isopropílico
	alcohol bencílico

- **IUPAC**

En los alcoholes los nombres están sujetos a las siguientes reglas:

Se elige como cadena principal aquella que contiene al carbono unido a -OH; se nombra como el alcano cambiando el sufijo *o* por *ol*.

Si hubiera dos o más hidroxilos, se escribe *diol*; si hubiera tres, *triol*, etc.

Se numera la cadena principal comenzando por el extremo más cercano al -OH.

El grupo hidroxilo presenta mayor prioridad respecto a los siguientes:

$$-OH > -O- > C = C > C \equiv C$$

Por lo tanto, determina la función a la que pertenece un compuesto que además contiene dobles y triples enlaces carbono-carbono.

El nombre lleva el número de orden del carbono unido al grupo -OH; para los sustituyentes se procede como en los alcanos.

Los *dioles* que presentan los hidroxilos en los carbonos 1 y 2 se denominan *glicoles*.

Obtención de los alcoholes

- *Síntesis de Grignard*

Es el método más importante para obtener alcoholes, consiste en la reacción de un aldehído o cetona con el reactivo de Grignard [RMgX].

$$H\text{-}CHO + CH_3MgCl \rightarrow \underset{\text{etanol}}{CH_2OH\text{-}CH_3}$$

$$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3 + CH_3\text{-}CH_2MgBr \rightarrow CH_3\text{-}COH(CH_3)\text{-}CH_2\text{-}CH_3$$

2-metil-2-butanol

- *Hidratación de alquenos*

Se aplica la *Regla de Markownikoff*.

$$R\text{-}CH{=}CH_2 + H_2O \rightarrow R\text{-}CHOH\text{-}CH_3$$

- *Adición de ácidos hipohalosos a los alquenos*

El grupo -OH se une al átomo de carbono con menor número de hidrógenos.

$$R\text{-}CH{=}CH_2 + HOCl \rightarrow R\text{-}CHOHCH_2Cl$$

- *Hidrólisis alcalina de los halogenuros de alquilo*

$$R\text{-}CH_2CH_2Cl + NaOH \rightarrow R\text{-}CHOHCH_2Cl$$

Propiedades de los alcoholes

- **Físicas**

Comparados con sus similares alcanos de igual número de carbonos, los alcoholes presentan mayores temperaturas de ebullición y fusión debido al enlace por puente de hidrogeno que forman sus moléculas entre sí.

También por tener mayor peso molecular, son más densos que sus similares alcanos.

Otro aspecto importante es su solubilidad en agua, que se explica por los enlaces puente de hidrógeno entre moléculas de alcohol con moléculas de agua; los tres primeros alcoholes primarios son solubles en agua y los alcoholes superiores son menos solubles.

- **Químicas**

Reacciones en donde hay ruptura del enlace C-OH.

➢ *Deshidratación*

Por deshidratación de un alcohol se obtiene un alqueno; se emplea el ácido sulfúrico como agente deshidratante y calor hasta ebullición.

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH \rightarrow \underset{\text{eteno}}{CH_2{=}CH_2} + H_2O$$

➢ *Reacciones con halogenuros de hidrógeno*

Formación de halogenuros de alquilo correspondientes, si son ácidos de los halógenos como: cloro, yodo y bromo.

El orden de reactividad de los alcoholes frente a los ácidos hidrácidos es el siguiente:

$$3° > 2° > 1°$$

Mientras, un mismo alcohol frente a los ácidos hidrácidos reaccionan según el orden siguiente:

$$HI > HBr > HCl$$

$$CH_3\text{-}CH_2OH + HCl \rightarrow CH_3\text{-}CH_2Cl + H_2O$$

➢ *Reacciones en donde sucede la ruptura del enlace CO-H*

Ocurre por reacción con un metal activo (Li, Na, K, Mg, Al) con formación del ion alcóxido, RO^-.

$$CH_3\text{-}CH_2OH + Na \rightarrow CH_3\text{-}CH_2O^-Na^+ + \tfrac{1}{2}H_2$$

➢ *Reacciones de oxidación de alcoholes*

Los alcoholes primarios, se oxidan en primera instancia a aldehídos y si se completa la oxidación generan ácidos carboxílicos.

$$CH_3\text{-}CH_2OH + O_2 \rightarrow CH_3\text{-}CHO + H_2O$$

$$CH_3\text{-}CHO + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CH_3\text{-}COOH$$

Los alcoholes secundarios, se oxidan dando cetonas.

$$CH_3\text{-}CH(OH)\text{-}CH_3 + \tfrac{1}{2}O_2 \rightarrow CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3 + H_2O$$

Los alcoholes terciarios no se oxidan.

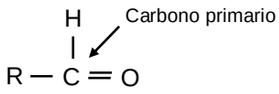
➢ *Reacciones de reducción*

Se observa que el número de enlaces con hidrógeno, respecto al carbono unido al hidroxilo, aumenta en la formación de alcanos.

$$CH_3\text{-}CH_2OH + H_2 \rightarrow CH_3\text{-}CH_3 + H_2O$$

ALDEHIDOS (R-CHO)

Son compuestos oxigenados que presentan el grupo funcional *carbonilo* (C=O), el cual presente la siguiente estructura:



En donde, el carbono está hibridado en sp^2, y muestra geometría trigonal plana; R puede ser un grupo alifático o aromático; generalmente al CHO se le denomina grupo aldehído.

Nomenclatura

- **Común**

  El nombre común deriva de los ácidos carboxílicos correspondientes, reemplazando la terminación *ico* por *aldehído* y eliminando la palabra *ácido*.

  El siguiente cuadro da las denominaciones de dichas raíces.

N° de Carbono	Raíz
1	form
2	acet
3	propion
4	butir
5	valer
6	capro

  Luego, la cadena principal se ordena con alfabeto griego (α, β, γ, δ,…), siendo el carbono α el contiguo al -CHO.

  Estos ordinales se usan en la nominación de los grupos unidos a la cadena principal.

  etc ….. – C – C – C – C – CHO
  β γ δ α

- **IUPAC**

  En los aldehídos los nombres están sujetos a las siguientes reglas:

  Se nombran reemplazando *o* por *al* en la terminación del nombre del alcano que corresponde a la cadena principal del aldehído.

  CH_3-CHO etanal

  CH_3-CH_2-CHO propanal

  Si la función aldehído, se repite en la cadena principal del hidrocarburo, para nombrar se usa el sufijo *dial*.

  CHO-CH_2-CH_2-CHO butanodial

  Se numera dando el número 1 al carbono del grupo –CHO. Luego se usan estos ordinales en la nominación de los grupos unidos a la cadena principal.

  CH_3-$(CH_2)_3$-CH(CH_3)-CHO 2-metil hexanal

  En algunos casos se emplea el prefijo *formil* para indicar la presencia del grupo aldehído.

  Para los aldehídos insaturados se emplea el sufijo *enal*, indicando la posición del doble enlace. Tener en cuenta que el grupo carbonilo es el número 1.

  CH_2=CH-CH_2-CHO 3-butenal

  Si el compuesto presenta otros grupos funcionales, se determina la función de éste, numerando y nombrando según la siguiente prioridad.

  – CHO > – OH > – O – > C = C > C ≡ C

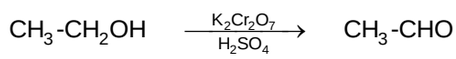
  CHO-CH_2-CH_2-COOH
  ácido 3-formilpropanoico

  Cuando -CHO está unido a un anillo carbonado se usa el sufijo *carbaldehído* para este.

Obtención de los aldehídos

Entre las principales formas de obtener los aldehídos tenemos:

- *Oxidación moderada de alcoholes primarios*



  etanal

- *Reducción de ácidos carboxílicos*

  Generalmente los ácidos son difíciles de reducir, un procedimiento para lograr este propósito es aplicando la llamada reducción de *Rosenmund*.

  R-COOH + $SOCl_2$ → R-COCl + SO_2 + HCl

  → R-COCl + H_2 → R-CHO + HCl

Propiedades de los aldehídos

- **Físicas**

  Las moléculas de los aldehídos no pueden formar enlaces por puente de hidrógeno entre sí; por esta razón, tienen menores puntos de ebullición que los alcoholes de peso molecular semejante.

Los aldehídos son sustancias polares, la polaridad es originada por el grupo carbonilo; por su alta polaridad, los aldehídos tienen mayores puntos de ebullición que sus similares éteres y alcanos.

Son muy solubles en agua, pues, los electrones no compartidos del oxígeno del grupo carbonilo forman enlaces puente de hidrógeno con el agua; la solubilidad límite se alcanza para unos cinco carbonos.

- **Químicas**

Las principales reacciones que realizan los aldehídos son de adición, originados debido a la presencia del grupo carbonilo, C=O.

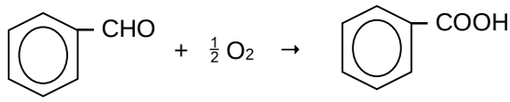
➢ *Por oxidación originan ácidos orgánicos*

Los aldehídos actúan como reductores frente a un oxidante produce un ácido carboxílico de igual número de átomos de carbono.

En general tenemos:

$$R\text{-}CHO + \tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow R\text{-}COOH$$

$$\underset{\text{propanal}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CHO} + \tfrac{1}{2}\,O_2 \rightarrow \underset{\text{ác. propanoico}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}COOH}$$



benzaldehido ác. benzoico

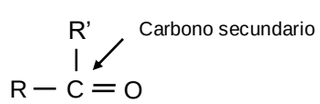
➢ *Por reducción originan alcoholes primarios*

Para tal propósito se hidrogenan en presencia de catalizadores como el Pt, Pd, Ni, etc. finamente divididos.

$$\underset{\text{propanal}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CHO} + H_2 \rightarrow \underset{\text{1-propanol}}{CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2OH}$$

CETONAS (R-CO-R')

Son compuestos oxigenados que presentan el grupo funcional carbonilo, el cual posee la siguiente estructura:



En donde, el carbono del grupo carbonilo, está hibridado en sp^2 y muestra una geometría trigonal plana.

Teóricamente las cetonas se obtienen sustituyendo en un carbono secundario de un hidrocarburo (–CH_2–) dos hidrógenos por un átomo de oxígeno (–CO–).

La diferencia estructural entre los aldehídos y cetonas, afecta básicamente las siguientes propiedades:

- Los aldehídos se oxidan más fácilmente que las cetonas.
- En general para las reacciones de adición, los aldehídos son más reactivos que las cetonas.

NOMENCLATURA DE LAS CETONAS

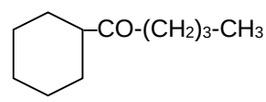
- **Común**

Las cetonas de menor masa molecular se las reconoce principalmente por sus nombres comunes.

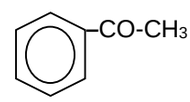
Se nombran mencionando los grupos alquilo o arilos unidos al grupo carbonilo; se designa primero el grupo alquilo o arilo más sencillo y luego se adiciona la palabra *cetona*

En las cetonas más complejas se ordena la cadena principal mediante el alfabeto griego (α, β, γ, δ,..), siendo el carbono α el contiguo al grupo cetónico (–CO–).

Estos ordinales se usan en la nominación de los grupos unidos a la cadena principal.

$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3$	dimetilcetona
$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	metiletilcetona
	butilciclohexilcetona

Cuando el grupo carbonilo está enlazado a un anillo bencénico, entonces se denomina FENONA.



acetofenona

- **IUPAC**

En las cetonas la nomenclatura IUPAC, se rige por las siguientes reglas:

a) Se reemplaza la terminación O por ONA del alcano correspondiente al número de carbonos de la cadena principal.

$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_3$	propanona
$CH_3\text{-}CO\text{-}CH_2\text{-}CH_3$	butanona

b) Se numera desde el extremo más cercano al grupo carbonilo, numerando la posición de éste.

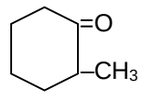
En las cetonas cíclicas el carbono del carbonilo corresponde al carbono número 1.

CH_3-CH_2-CO-CH_2-CH_3

3-pentanona

CH_3-CH(CH_3)-CH_2-CO-CH_2-CH_3

5-metil-3-hexanona

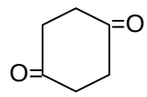


2-metilciclohexanona

c) Si existe más de un grupo carbonilo se usarán las terminaciones DIONA, TRIONA, etc., de acuerdo al número existente.

CH_3-CO-CH_2-CO-CH_3

2,4-pentanodiona



1,4-ciclohexanodiona

d) Para determinar la función a la que pertenece un compuesto con varios grupos funcionales y para numerar y nombrar, se toma a consideración la siguiente prioridad:

– CHO > – CO – > – OH > – O – > C = C > C ≡ C

CH_3-CH_2-CH(OH)-CO-CH_2-CH_3

4-hidroxi-3-hexanona

e) Si otros grupos funcionales son más importantes, el carbonilo (**–**CO**–**) se designa como OXO y con su respectiva numeración.

CH_3-CO-CH_2-COOH

ácido 3-oxopropanoico

f) Cuando es necesario tomar el grupo RCO**–** como sustituyente, se emplea el nombre que lleva como radical ACILO, es decir, el que resulta de la ruptura del radical alquilo de la cetona.

OBTENCIÓN DE LAS CETONAS

Para la obtención de cetonas tenemos las siguientes reacciones:

- Oxidación de alcoholes secundarios

  Se emplea una mezcla sulfocrómica como agente oxidante formando agua, la oxidación es más dificultosa que en el caso de los aldehídos.

  CH_3-CHOH-CH_3 + $\frac{1}{2}$ O_2 → CH_3-CO-CH_3 + H_2O

  Una mezcla sulfocrómica, conocida como ácido crómico (H_2CrO_4), es una mezcla de ácido sulfúrico concentrado y dicromato de potasio o dicromato de amonio, que puede contener diversos compuestos, incluyendo trióxido de cromo sólido, CrO_3.

- Hidratación de alquinos

  CH_3-C≡CH + H_2O → CH_3-COH=CH_2 → CH_3-CO-CH_3

- A nivel de laboratorio se prepara la propanona mediante la destilación seca del etanoato de calcio a 300 °C.

  (CH_3-COO)$_2$Ca → CH_3-CO-CH_3 + $CaCO_3$

PROPIEDADES DE LAS CETONAS

- **Físicas**

  Las propiedades físicas de las cetonas guardan similitud con las de los aldehídos, lo cual se explica por la presencia común del grupo carbonilo.

  A 20 °C, las cetonas alifáticas de 3 a 10 átomos de carbono son líquido, las superiores son sólidas.

  Las cetonas de menor masa molecular muestran una considerable solubilidad en el agua debido a los enlaces puente de hidrógeno que se establecen entre el agua y el grupo carbonilo que es polar. La solubilidad disminuye al aumentar la masa molecular de las cetonas debido a que su polaridad disminuye.

- **Químicas**

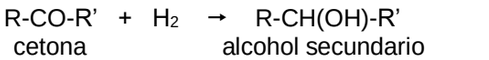
  Las cetonas presentan principalmente las siguientes propiedades químicas:

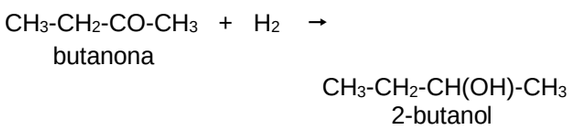
  Reducción

  La hidrogenación de una cetona genera un alcohol secundario, para ello se emplea catalizadores como Ni, Pt y Rh finamente divididos.

  La temperatura del proceso varía entre 25 – 100 °C mientras que la presión del hidrógeno está entre 1 atm y 5 atm.

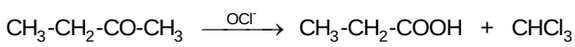
  En general tenemos:





Oxidación

Las cetonas son muy resistentes a la oxidación en comparación con los aldehídos; cuando una cetona se oxida se forma un ácido de menor número de átomos de carbono que la cetona original.

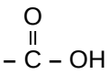


Las cetonas cíclicas, se pueden oxidar a elevadas temperaturas; estas reacciones implican la ruptura del enlace carbono-carbono de la cetona cíclica.

ÁCIDOS CARBOXÍLICOS
(R-COOH)

Son compuestos oxigenados que presentan en sus estructuras moleculares el grupo CARBOXILO o CARBOXÍLICO (–COOH) que está formado por el grupo carbonilo (C=O) y el oxhidrilo (OH^-), unido a un grupo alquilo (R–) o arilo (Ar–).

Teóricamente los ácidos carboxílicos se obtienen sustituyendo en un carbono primario de un hidrocarburo dos (02) hidrógenos por un átomo de oxígeno y un (01) hidrógeno por un radical oxidrilo (OH^-) resultando el grupo funcional carboxilo.



Los ácidos carboxílicos se clasifican en alifáticos y aromáticos; si el grupo carboxilo está unido a un grupo alquilo (o H) es alifático y si va unido a un anillo bencénico, es aromático.

NOMENCLATURA DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

- **Común**

  En la gran mayoría de casos son nombres utilizados desde antes de plantearse los sistemas de nomenclatura, en algunos casos de acuerdo a la fuente de obtención.

  Se emplean las mismas raíces de los aldehídos (*form, acet, propion,* etc.) con sufijo ico, mencionando inicialmente la palabra ácido

  Ej.

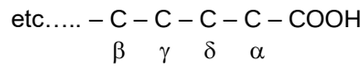
  $H\text{-}COOH$ ácido fórmico

  $CH_3\text{-}COOH$ ácido acético

  $CH_3\text{-}(CH_2)_{10}\text{-}COOH$ ácido láurico

N° de carbonos	raíz
1	form
2	acet
3	propion
4	butir
5	valer
6	capro

Para el caso en que existieran grupos sustituyentes estos deben ser nombrados indicando su posición; se ordenan los carbonos de la cadena carbonada principal con el alfabeto griego (α, β, γ, δ,..), asignando la letra α al carbono que va se encuentra unido al –COOH; estos ordinales se usan en la nominación de los grupos unidos a la cadena principal



Ej.

$CH_3\text{-}CH(CH_3)\text{-}COOH$

ácido α-metilpropiónico

$CH_3\text{-}CHCl\text{-}CHCl\text{-}COOH$

ácido α , β-diclorobutírico

En los ácidos dicarboxílicos se emplean con mayor frecuencia sus nombres comunes que sus nombres IUPAC.

Los ácidos dicarboxílicos de cadena larga se denominan usando las siguientes raíces:

N° de carbonos	raíz
2	oxál
3	malón
4	succín
5	glutár
6	adíp
7	pimél

Ej.

$HOOC\text{-}COOH$

ácido oxálico

$HOOC\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}COOH$

ácido succínico

Algunos ácidos mixtos, poseen nombres comunes, tales como:

Ej.

$CH_3\text{-}CHOH\text{-}COOH$

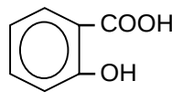
ácido láctico

HOOC-CHOH-CHOH-COOH

ácido tartárico

CH_2=CH-COOH

ácido acrílico



ácido salicílico

- **IUPAC**

  Se sigue las siguientes reglas:

  a) Se sustituye la terminación O por OICO en la denominación del alcano correspondiente al número de carbonos de la cadena principal y se antepone la palabra ÁCIDO, destacando que el compuesto tiene tal función.

  CH_3-CH_3 , CH_3-COOH

  etano ácido etanoico

  CH_3-CH_2-CH_3 , CH_3-CH_2-COOH

  propano ácido propanoico

  b) Se numera empezando por el carbono del grupo carboxilo para la designación de los sustituyentes unidos a la cadena principal.

  c) Si existen otros grupos funcionales en la fórmula del compuesto, se sigue el siguiente orden de prioridad:

  –COOH > CHO > –CO– > –OH > –O– >

  C = C > C ≡ C

  Esto significa que el grupo carboxilo es más importante y determina la función del compuesto polifuncional.

  d) En los ácidos dicarboxílicos se usa el sufijo DIOICO con el nombre del alcano correspondiente a la cadena principal que incluye los carboxilos.

  e) Si se tratara de un compuesto cíclico unido al -COOH; éste no se enumera, sobreentendiendo que le corresponde el carbono 1.

OBTENCIÓN DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

Entre las principales formas de obtenerlos, tenemos:

- Oxidación de alcoholes primarios o aldehídos

$$R\text{-}CH_2OH \xrightarrow{[O]} R\text{-}CHO \xrightarrow{[O]} R\text{-}COOH$$

alcohol primario aldehído ác. carboxílico

$$CH_3\text{-}CH_2OH \xrightarrow{[O]} CH_3\text{-}CHO \xrightarrow{[O]} CH_3\text{-}COOH$$

etanol etanal ác. etanoico

- Hidrólisis de nitrilos

$$R\text{-}C\equiv N \xrightarrow{H_2O} R\text{-}COOH + NH_4^+$$

- Hidrólisis de esteres, amidas y cloruros de acilo correspondientes:

$$R\text{-}COO\text{-}R' + H_2O \rightarrow R\text{-}COOH + R'OH$$

éster ácido alcohol

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CO\text{-}NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}COOH + NH_3$$

amida ácido

$$CH_3\text{-}CO\text{-}Cl + H_2O \rightarrow CH_3\text{-}COOH + HCl$$

haluro de acilo ácido

- Carbonatación de reactivos de Grignard

$$CH_3\text{-}MgCl_2 \xrightarrow[H^+]{CO_2} CH_3\text{-}COOH$$

R. de Grignard ácido

PROPIEDADES DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

- **Físicas**

  A 20 °C y 1 atm de presión, los nueve (09) primeros ácidos carboxílicos son líquidos oleosos volátiles de olor penetrante y desagradable, los ácidos superiores son sólidos; los ácidos grasos insaturados son líquidos y los ácidos dicarboxílicos son sólidos.

  Los cuatro (04) primeros ácidos carboxílicos son miscibles en el agua, alcohol, cetonas, aldehídos y soluciones de $NaHCO_3$.

  Los ácidos carboxílicos hierven a temperatura muy superior con respecto a los alcoholes, cetonas, aldehídos, éteres y alcanos de masa molecular semejante.

  Los ácidos dicarboxílicos debido a que establecen un mayor número de enlaces puente de hidrógeno, poseen mayor temperatura de ebullición que los monocarboxílicos de masa molecular semejante.

- **Químicas**

  Los ácidos carboxílicos son electrolitos débiles, en solución establecen equilibrio entre moléculas del ácido sin disociarse, ion carboxilato, iones hidronio y el agua.

$$R\text{-}COOH + H_2O \leftrightarrows R\text{-}COO^- + H_3O^+$$

Formación de sales

En este tipo de reacción el ácido carboxílico acusa desprendimiento del protón del grupo carboxilo pasando a formar el ion carboxilato, el mismo que será el anión de las sales formadas con metales activos.

Los ácidos carboxílicos al reaccionar con bases o metales alcalinos formando sales orgánicas correspondientes:

$$R\text{-}COOH + Na \rightarrow R\text{-}COONa + \tfrac{1}{2} H_2$$

ácido carboxílico carboxilato de sodio

$$R\text{-}COOH + NaOH \rightarrow R\text{-}COONa + H_2O$$

Forma ésteres al reaccionar con un alcohol

A partir de la reacción de un ácido carboxílico y un alcohol se obtiene un éster y una molécula de agua.

$$R\text{-}COOH + CH_3OH \rightarrow R\text{-}COO\text{-}CH_3 + H_2O$$

ác. carboxílico alcohol éster

Reducción de los ácidos carboxílicos a alcoholes

Utilizando como reactivo en primer paso hidruro de litio y aluminio $LiAlH_4$, y en segundo paso agua, se obtiene como producto un alcohol primario.

$$R\text{-}COOH \xrightarrow{[H]} R\text{-}CH_2OH$$

ác. carboxílico alcohol primario

[H] : Agente reductor (1) $LiAlH_4$, (2) H_2O

ÉSTERES
(R-COOR')

Son compuestos oxigenados derivados de los ácidos carboxílicos y resultan de sustituir el grupo hidroxilo (OH^-) del ácido por el grupo alcóxido (–OR'), dando lugar al denominado grupo carboalcoxi.

$$-\overset{\overset{O}{\|}}{C}-O-R'$$

Los ésteres se obtienen por la combinación de un ácido carboxílico y un alcohol, proceso al que se le denomina esterificación, y esto ocurre en medio ácido.

$$R\text{-}COOH + R'OH \rightarrow R\text{-}CO\text{-}OR' + H_2O$$

ác. carboxílico alcohol éster agua

Un éster se escribe también como la siguiente fórmula condensada.

R-COOR'

OBTENCIÓN DE LOS ÉSTERES

Por esterificación, reacción entre un ácido orgánico y un alcohol en presencia de hidrógeno atómico como catalizador.

$$R\text{-}COOH + R'OH \underset{\text{hidrólisis}}{\overset{\text{esterificación [H]}}{\rightleftharpoons}} R\text{-}COOR' + H_2O$$

NOMENCLATURA DE LOS ÉSTERES

- **Común**

  Tienen el mismo mecanismo que el sistema IUPAC, con la diferencia que para la parte ácida se usa los nombres comunes de los ácidos y para indicar la posición de sustituyentes se utiliza letras del alfabeto griego.

  Ej.

$CH_3\text{-}COO\text{-}CH_3$	acetato de metilo
$H\text{-}COO\text{-}CH_3$	formiato de metilo

- **IUPAC**

  Se sigue las siguientes reglas:

  a) Se hace uso de las raíces IUPAC de los ácidos carboxílicos (metano, etano, propano, etc.) y el nombre IUPAC de los grupos alquilo.

  b) Si el anión del ácido es complejo, la raíz se numera como en los ácidos carboxílicos, y si el grupo alquilo es complejo se numera comenzando por el carbono del grupo alquilo unido al oxígeno para designar los sustituyentes de la cadena respectiva, la cual se nombra según su número de carbonos.

  c) Para determinar la función de un compuesto que presenta más de un grupo funcional, prevalece el siguiente orden:

  –COOH > –COO– > –CHO > –CO– > –OH >
  –O– > C = C > C ≡ C

PROPIEDADES DE LOS ÉSTERES

- **Físicas**

  Los esteres son líquidos a excepción de los términos superiores; son incoloros y solubles en alcohol.
  Son buenos disolventes en especial de cadenas hidrocarbonadas largas, razón por la cual se emplean en la preparación de barnices; poseen olores característicos de frutas y flores principalmente.

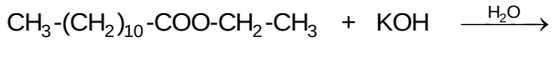
Ej.

acetato de pentilo	olor a plátano
butirato de etilo	olor a piña
acetato de n-octilo	olor a naranja

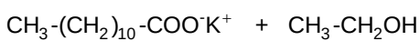
- **Químicas**

Saponificación o hidrólisis alcalina de un éster

El término saponificación significa, producción de un jabón; se obtiene por hidrólisis de las grasas en medio básico.



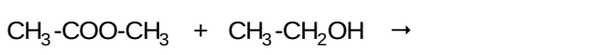
éster de ácido graso



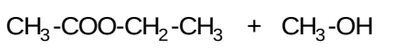
Sal de ácido graso alcohol

Trans-esterificación

Esta reacción tiene lugar cuando el éster intercambia el grupo alcóxido con el de un alcohol diferente; se lleva a cabo en medio ácido o básico.



1er éster

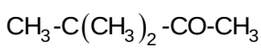


2do éster

EJERCICIOS DESARROLLADOS

1. Señale las proposiciones correctas con respecto a los aldehídos y cetonas.

I. El formol es el nombre dado a una solución de formaldehido en agua.
II. El compuesto:



Se denomina: 3,3-dimetilbutanona

III. Las cetonas de baja masa molecular son muy solubles en agua pues forman puentes de hidrógeno, cetona-agua.

A) Sólo I
B) Sólo II
C) Sólo III
D) I y II
E) Todas

Solución:

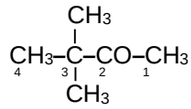
Respecto a los aldehídos y cetonas:

I. Correcto

El formol que se emplea para conservación de preparados anatómicos, es una solución acuosa al 40 % en masa del: H-CHO metanal (formaldehido).

II. Correcto

La siguiente cetona, lleva por nombre:



3,3-dimetilbutanona

III. Correcto

Las cetonas al ser polares forman con el agua enlaces puentes de hidrógeno.

Por lo tanto, todas son correctas,

Rpta. E

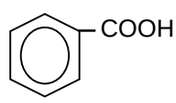
2. El ácido presente en el vinagre es …… y el sabor agrio de la leche es por la presencia del ácido ……..

Solución:

El vinagre contiene 5 % en volumen de ácido acético o etanoico, CH_3-COOH.

El sabor agrio de la leche se debe al ácido láctico CH_3-CHOH-COOH

3. Indique que compuesto no tiene el nombre correcto.

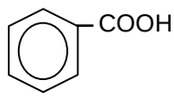
A) CH_3COOH: ác. acético
B) COOH-COOH: ác. oxálico
C) CH_3CH_2-$COOCH_3$: ác. etílico
D) CH_3-CH_2-CH_2-COOH: ác. butanoico
E)  ác. benzoico

Solución:

Los siguientes compuestos corresponden:

Ácidos

CH_3COOH:	ác. acético, ác. etanoico
COOH-COOH:	ác. oxálico, ác. etanodioico
CH_3-CH_2-CH_2-COOH:	ác. butanoico



ác. benzoico

Éster

$CH_3–CH_2–COO–CH_3$: propanoato de metilo

Por lo tanto, el nombre incorrecto lo posee C.

Rpta: C

4. Indique verdadero (V) o falso (F) en las siguientes proposiciones:

I. Los aldehídos y cetonas con el mismo número de carbonos son isómeros funcionales.
II. Los aldehídos lineales no presentan isómeros de posición.
III. En el siguiente compuesto

$(CH_3)_2CH–CO–CH_3$

Es el isopropil metilcetona

A) VVV
B) VVF
C) VFV
D) FVV
E) FFV

Solución:

De acuerdo a las afirmaciones.

I. Verdadero

Los aldehídos y cetonas son isómeros funcionales cuando poseen igual número de carbonos.

Fórmula global: C_4H_8O

Isómeros funcionales:

$CH_3–CH_2–CH_2–CHO$ aldehído

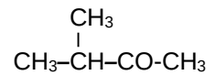
$CH_3–CO–CH_2–CH_3$ cetona

II. Verdadero

Los aldehídos son funciones primarias ya que el grupo (–CHO) se encuentra en un extremo de la cadena, no poseen isómeros de posición lineales.

III. Verdadero

La cetona siguiente lleva el nombre:



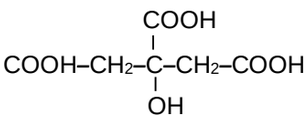
3-metilbutanona
(isopropilmetilcetona)

Rpta: A

5. Uno de los ácidos más importantes presente en alta proporción en la naranja, limón, toronja, etc, es:

Solución:

El ácido presente en las frutas ácidas es el ácido cítrico:



3-carboxi-3-hidroxipentanodioico
(ácido 3-hidroxi-1,3,5-pentanotricarboxílico)

FUNCIONES NITROGENADAS

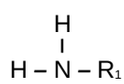
Los compuestos nitrogenados son sustancias constituidas principalmente por C, H, O y N; son muy relevantes en la química orgánica, debido a que se encuentran los grupos funcionales derivados del nitrógeno ampliamente distribuidos en todos los ser viviente y tiene una extensa aplicación en la industria química y farmacéutica.

AMINAS (NR_3)

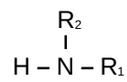
Son compuestos derivados del amoníaco NH_3; que resultan de la sustitución total o parcial de los hidrógenos por grupos alquilo o derivados del hidróxido de amonio NH_4OH por radicales hidrocarbonados.

Pueden ser:

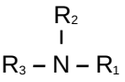
- Amina primaria:



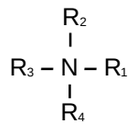
- Amina secundaria:



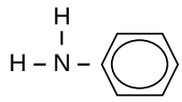
- Amina terciaria:



- Amina cuaternaria:



Las aminas aromáticas resultad de sustituir H por anillos bencénicos, incluyendo bencenos sustituidos.

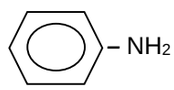


NOMENCLATURA DE LAS AMINAS

Común

En la actualidad los nombres comunes de las aminas aromáticas son las de uso insustituible, como.

Ej.



anilina

IUPAC

Debido a la sencillez de los nombres antiguamente dados por comunes, en la actualidad la IUPAC ha convenido en usarlos, pues es posible sistematizarlos.

Una amina se nombra siguiendo las siguientes reglas:

- El nombre de la amina se compone de una raíz seguida del sufijo amina.
- Según IUPAC, la raíz es el nombre del alquilo mayor unido al nitrógeno.

  Pero en caso de presentar dificultad para usar el nombre del alquilo, se nombra como raíz del alcano suprimiendo la o.

$CH_3–CH_2–NH_2$

etilamina

$H_2N–CH_2–CH_2–CH_2–NH_2$

1,3-propanodiamina

- Son aminas simétricas, aquellas que tienen 2 o 3 sustituyentes idénticos; estas se nombran anteponiendo los sufijos *di* o *tri*, respectivamente al grupo alquilo.

$CH_3–CH_2–NH_2–CH_2–CH_3$

dietilamina

- Son aminas asimétricas, aquellas aminas secundarias y terciarias que poseen grupos diferentes unidos al nitrógeno.

  Se escoge como alquilo principal al de mayor número de carbonos y los demás se consideran como alquilos *N*-sustiuidos.

$CH_3–CH_2–NH_2–CH_3$

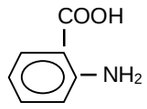
N-metiletilamina

- En caso de compuestos polifuncionales, los grupos tienen el siguiente orden de prioridad:

$$–CO– > –OH > –\overset{|}{N}– > –O– > C=C > C\equiv C$$

$$–COOH > –COO– > –CO\overset{|}{N} > –CN > –CHO >$$

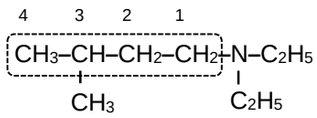
Estos compuestos se nombran siguiendo las reglas para ellos y tomando $–NH_2$ como un sustituyente de nombre amino.



ácido o-aminobenzoico

Ej.

Considerando la nomenclatura de la IUPAC, determinar el nombre que corresponde a:



A) N-etil-2-etil-1-butanamida
B) N,N- dimetil-3-metil-butenamina
C) N,N-dietil-3-metil-1-butanamina
D) N-etil-N,4-dimetil-1-butanamina
E) N,N-dietil-pentanamina

Rpta: C

OBTENCIÓN DE LAS AMINAS

Entre las principales formas de obtenerlos, tenemos:

- Alquilación del amoníaco (Reacción de Hoffman)

  Mediante la reacción de los haluros de alquilo con el amoníaco, formándose una amina y un halogenuro de amonio (NH_4X).

$$R–X + 2\,NH_3 \rightarrow R–NH_2 + NH_4^+X^-$$

$CH_3–CH_2–Cl + 2\,NH_3 \rightarrow$
cloroetano

$CH_3–CH_2–NH_2 + NH_4^+Cl^-$
etilamina

- Reducción de compuestos nitrogenados

Mediante hidrogenación o reducción con hidruro de litio y aluminio de nitrocompuestos como: azidas, oximas, nitrilos y amidas no sustituidas.

Este método requiere condiciones vigorosas de presión y temperatura además de fuertes agentes reductores como el hidruro doble de litio y aluminio, $LiAlH_4$.

$$R-CO-NH_2 \xrightarrow[\text{éter}]{LiAlH_4} R-CH_2-NH_2 + H_2O$$
amida — amina primaria

$$CH_3-CO-NH_2 \xrightarrow[\text{éter}]{LiAlH_4} CH_3-CH_2-NH_2 + H_2O$$
acetamida — etilamina

- A partir de aldehídos

Por acción simultánea del hidrógeno y amoníaco, los aldehídos se transforman en aminas primarias.

$R-CHO + NH_3 + H_2 \rightarrow$
aldehído

$R-CH_2-NH_2 + H_2O$
amina primaria

$CH_3-CHO + NH_3 + H_2 \rightarrow$
etanal

$CH_3-CH_2-NH_2 + H_2O$
etilamina

PROPIEDADES DE LAS AMINAS

Físicas

Debido a su alta polaridad, por la presencia del par de electrones libres en el átomo de nitrógeno, las aminas establecen enlaces puente de hidrógeno entre sí, excepto las aminas terciarias, pues en ellas el nitrógeno no presenta enlaces puente de hidrógeno; poseen mayores puntos de ebullición que los hidrocarburos origen, pero menores que los alcoholes y ácidos carboxílicos, siendo las aminas primarias y secundarias poseen mayores puntos de ebullición que las terciarias

Respecto a la solubilidad en agua, las aminas de pesos moleculares bajos son muy solubles y las de pesos moleculares altos son poco solubles; esto se explica por la formación de enlaces puente de hidrógeno con el solvente, cuya fuerza disminuye a medida que aumenta el número de carbonos de los grupos sustituyentes en la amina.

Químicas

- Basicidad

Así como los ácidos carboxílicos son los ácidos orgánicos, las aminas son las bases orgánicas débiles según Brönsted y Lowry, se reconocen por su olor cáustico desagradable, su fuerza básica es mayor en las aminas terciarias.; esta basicidad se debe al par de electrones del nitrógeno, el mismo que atrae un protón de un ácido formando un ion amonio sustituido.

$$CH_3-\overset{\cdot\cdot}{N}H_2 + H_2O \leftrightarrows CH_3-\overset{+}{N}H_3 + OH^-$$

- Formación de amidas

Debido a la presencia del grupo C=O en las amidas, para obtenerse tiene que reaccionar la amina con un derivado de ácido carboxílico denominado cloruro de acilo R–COCl.

Las aminas terciarias no reaccionan.

$CH_3-CO-Cl + CH_3-NH_2 \rightarrow$
cloruro de acilo — amina primaria

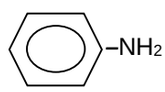
$CH_3-CO-NHCH_3 + HCl$
amida secundaria

Ej.

Indique verdadero (V) o falso (F) según corresponde:

( ) Las aminas son consideradas bases orgánicas.
( ) Se tratan de aminas:

$CH_3–CH_2–NH_2$



( ) Las minas que contienen un hidrógeno unido al nitrógeno pueden sufrir reacciones de condensación con ácidos carboxílicos para formar amidas.

A) VVV
B) VVF
C) VFV
D) FFV
E) FFF

Solución:

Verdadero

Las aminas son derivados de los hidrocarburos con el amoníaco NH3, como este es una base, las aminas son bases orgánicas.

Verdadero

Las aminas poseen la siguiente notación general.

$$R–NH_2$$

R : Radical alquilo o arilo (aromático)

Verdadero

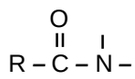
Las aminas primarias y secundarias pueden reaccionar por condensación con los ácidos carboxílicos y formar amidas.

$$R–NH_2 + R'–COOH \rightarrow R–NH–CO–R' + H_2O$$

Rpta: A

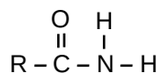
AMIDAS ($R–CONH_2$)

Son compuestos que en su estructura molecular presentan el siguiente grupo:



Las amidas se clasifican según el número de carbonos unidos al N, así tenemos:

- Amida primaria:



- Amida secundaria:

- Amina terciaria:

Las amidas se obtienen de la reacción de un ácido carboxílico con el amoníaco (o amina), y por lo tanto son derivados de los ácidos carboxílicos.

$$R–CO–OH + H–NH_2 \rightarrow R–CO–NH_2 + H_2O$$

Ej.

La siguiente representación general corresponde a la familia de:

$$R–CO–NH_2$$

A) Cetonas
B) Amidas
C) Imidas
D) Aminas
E) Nitrilos

Solución

Las amidas tienen la representación general $R–CO–NH_2$, para nombrarlos se da la terminación amida, se le obtiene al sustituir uno o más hidrógenos del amoníaco por radicales acilo, los cuales son obtenidos al quitar el radical oxhidrilo en los ácidos carboxílicos.

De acuerdo a la cantidad de hidrógenos sustituidos en el amoníaco por radicales acilos se obtiene: Amina primaria, secundaria o terciaria.

Por ejemplo:

La Urea es una diamida obtenida en el ácido carbónico, fue sintetizada en 1828 por F. Whöler, al tratar de obtener cianato de amonio, NH_4CNO, el cual, por el fenómeno de la tautomería, se transforma en urea: $NH_2–CO–NH_2$.

Luego la alternativa correcta es la B.

Rpta. B

Ej.

Determinar la proposición falsa con respecto a las amidas:

A) Son derivados de los ácidos carboxílicos.
B) Son resultantes de la sustitución de uno, dos o los tres hidrógenos del amoníaco por radicales acilos.
C) Las amidas pueden ser primarias, secundarias o terciarias, según que uno, dos o tres radicales acilo se hallen unidos al nitrógeno del amoníaco.
D) La etanamida, es una amida secundaria porque tiene dos carbonos en su molécula.
E) El acetato de amonio calentado (110 ºC a 120 ºC) durante varias horas pierde agua y se transforma en acetamida.

Solución

La etanamida, denominada también acetamida, es una amida primaria porque posee un solo radical acilo sustituido en el amoníaco, su fórmula es:

$$CH_3–CO–NH_2$$

Es un sólido que se funde a 82 ºC y en su estado líquido hierve a 222 ºC, se le obtiene mediante la destilación seca de las sales amoniacales del ácido acético.

Luego la alternativa D es la falsa

Rpta: D

NOMENCLATURA DE LAS AMIDA

Común

Se usa en amidas sencillas; se nombran eliminando la palabra ácido y cambiando la terminación *ico* del nombre común del ácido carboxílico del cual proviene por la terminación amida, así:

Ácido → Amida
…*ico* …amida

IUPAC

Se emplea para amidas sencillas y complejas; amidas no sustituidas y amidas sustituidas.

- En las amidas primarias se plantea el sistema de nomenclatura que consiste en escribir el nombre del alcano con número de carbonos igual al de la cadena principal suprimiendo la terminación *o*, seguido del sufijo *amida*.

$H–CO–NH_2$
metanamida

- En las amidas secundarias y terciarias se usa *N*, para indicar y designar en orden alfabético un grupo alquilo unido al nitrógeno.

$H–CO–NH–CH_3$
N-metilmetanamida

- Para determinar la función principal de un compuesto que presenta más de un grupo funcional, se sigue la prioridad establecida por:

$$– COOH > – COO – > – CO\overset{|}{\underset{|}{N}} > – CN > – CHO >$$

El grupo $– CONH_2$ se designa como carboxamida.

El nombre común de una amida sigue el mismo sistema, a diferencia que se usan las raíces comunes de la cadena principal y los nombres comunes de los grupos alquilo.

Ej.

Determine el nombre de la siguiente amida:

CH_4ON_2

A) Acetamida
B) Benzamida
C) Propanamida
D) Etanoamida
E) Úrea

Solución

El compuesto nitrogenado siguiente: CH_4ON_2

Posee por estructura:

$NH_2–CO–NH_2$

Corresponde a una amida cuyo nombre es:

Carbodiamida (úrea)

Rpta: E

OBTENCIÓN DE LAS AMIDAS

Entre las principales formas de obtener las amidas tenemos:

- <u>Por reacción de ésteres, cloruros de acilo o anhídridos con amoníaco o aminas</u>

$$\underset{\text{éster}}{R–COO.Et} + NH_3 \rightarrow \underset{\text{amida}}{R–CONH_2} + EtOH$$

$$\underset{\text{cloruro de acilo}}{R–CO–Cl} + 2\,NH_3 \rightarrow \underset{\text{amida}}{R–CONH_2} + NH_4Cl$$

$$R–CO–O–CO–R + 2\,NH_3 \rightarrow \underset{\text{amida}}{R–CONH_2} + NH_4O_2C–R$$

- <u>Hidrólisis de los nitrilos</u>

$$R–C{\equiv}N + H_2O_2 \rightarrow \underset{\text{amida}}{R–CONH} + \tfrac{1}{2}O_2$$

PROPIEDADES DE LAS AMIDAS

Fís $– CO – > – OH > – \overset{|}{N} – > – O – > C = C > C \equiv C$

Las amidas son moderadamente polares, y las amidas de baja masa molecular tienen temperaturas de fusión y solubilidad relativamente alta.

Son insolubles en el agua y solubles en solventes orgánicos.

Los puntos de ebullición de las amidas son por lo general mayores que los ácidos e masa molecular comparables.

Son cuerpos neutros al tornasol, debido a que el radical ácido bloquea al radical amidógeno alcalino.

La hidrólisis ácida o alcalina conduce a la regeneración de los ácidos carboxílicos o de sus sales.

Químicas

Dentro de los derivados de ácidos carboxílicos, las amidas son las más estables, y las menos reactivas.

- Hidrólisis de las amidas

  Al reaccionar con el agua, en medio ácido o básico, dan como producto el ácido correspondiente y las respectivas aminas o amoníaco.

$CH_3–CO–NHCH_3 + H_2O \rightarrow CH_3–CO–OH + NH_2CH_3$

NITRILOS (R-C≡N)

Son compuestos que presentan en su estructura un grupo alquilo unido al grupo *ciano*, unido a un grupo alquilo (–R) o arilo (–Ar).

–C≡N:
cianuro o cianógeno

Son compuestos que se obtienen teóricamente por la sustitución de los tres hidrógenos de un carbono primario en un hidrocarburo por un átomo de nitrógeno trivalente.
Los nitrilos se pueden obtener por deshidratación de las amidas, que a su vez se obtienen de los ácidos carboxílicos; por lo tanto, son compuestos nitrogenados derivados de los ácidos carboxílicos.

NOMENCLATURA DE LOS NITRILOS

Común

Se usa para nitrilos sencillos, utiliza las raíces comunes: acet, propion, butir, etc.; seguido del sufijo ONITRILO para designar la cadena principal, que incluye al carbono de –CN.

Se colocan ordinales con letras griegas asignando α al carbono unido al –CN de la cadena principal cuando hay que mencionar los sustituyentes.

$CH_3–C≡N$
acetonitrilo

$CH_3–CH_2–CH_2–C≡N$
butironitrilo

IUPAC

Se recomiendan los siguientes criterios de nomenclatura:

- El nombre de la cadena principal del nitrilo se compone de una raíz seguido por el sufijo nitrilo; en donde, la raíz corresponde al nombre del alcano del mismo número de carbonos que la cadena principal del nitrilo, incluyendo al carbono de –CN.

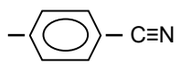
- Se enumera la cadena principal empezando por el carbono de –CN, al que le corresponde C_1, y luego se designan los grupos unidos a la cadena.

- En caso de compuestos con más de un grupo funcional, determinamos la función principal de acuerdo al siguiente orden de prioridad:

$$– COOH > – COO – > – CO\overset{|}{\underset{|}{N}} > – CN > – CHO >$$

El grupo –CN se nombra *ciano* en condición de sustituyente.

- El compuesto es funcionalmente un nitrilo y presenta anillo unido al –CN, este se designa como *carbonitrilo*.



p-nitrobenzonitrilo

OBTENCIÓN DE LOS NITRILOS

- Reacciones de haluros de alquilo o de etilo, con ion cianuro
  Este es el método más sencillo para obtener los nitrilos; el proceso es más eficiente cuando se utiliza halogenuros de alquilo primarios.

$$\underset{\text{ioduro de etilo}}{CH_3–CH_2I} + K+CN^- \rightarrow \underset{\text{propanonitrilo}}{CH_3–CH_2–CN} + KI$$

- Deshidratación de una amida

  Los nitrilos se pueden obtener a partir de amidas mediante la deshidratación de éstas usando agentes deshidratantes como el peróxido de difósforo (P_2O_5) o cloruro de tionilo ($SOCl_2$) con un calentamiento ligero.

$$\underset{\text{etanamida}}{CH_3\text{-}CONH_2} \xrightarrow{P_2O_5} \underset{\text{etanonitrilo}}{CH_3\text{-}C\equiv N} + H_2O$$

- Reacción de un ácido inorgánico sobre los cianuros

  A nivel de laboratorio, se producen pequeñas cantidades de HCN añadiendo ácidos sobre sales de cianuro de metales alcalinos:

  Esta reacción puede producir envenenamientos accidentales porque el ácido convierte la sal de cianuro en HCN gaseoso.

$$NaCN + HCl \rightarrow HCN + NaCl$$

PROPIEDADES DE LOS NITRILOS

Físicas

Los nitrilos líquidos poseen constantes dieléctricas bastante altas en comparación con la mayoría de los líquidos orgánicos.

Son moderadamente solubles en el agua a excepción de los dos primeros que son solubles; ello debido a que su polaridad disminuye sustancialmente. Los nitrilos son solubles en solventes orgánicos comunes como cetonas, alcoholes, éteres, etc.

$$-CO-> -OH> -\overset{|}{N}-> -O-> C=C> C\equiv C$$

Los nitrilos de bajo masa molecular son líquidos a temperatura ambiente y los de elevado peso molecular son sólidos.

Poseen olores más o menos agradables.

Químicas

- Hidrólisis

  Los nitrilos reaccionan con el agua en medio ácido o básico. Al suministrar calor, la reacción produce ácido carboxílico y amoníaco; en el mecanismo de la reacción se obtienen amidas intermedias que luego se transforman en el ácido correspondiente.

  En medio ácido:

$$CH_3\text{-}CN + 2\,H_2O \xrightarrow{H^+} CH_3\text{-}COOH + NH_4^+$$

  En medio básico o alcalino:

$$CH_3\text{-}CN + H_2O \xrightarrow{OH^-} CH_3\text{-}COOH + NH_3$$

Ej.

De las siguientes proposiciones, acerca de los nitrilos, ¿Cuáles son correctas?

I. Son compuestos que se consideran derivados de los ácidos carboxílicos.
II. El carbono del grupo funcional ciano presenta dos orbitales híbridos sp.
III. Son tóxicos por lo cual son usados para elaborar pesticidas, plaguicidas.
IV. Al igual que las aminas y amidas se clasifican en primarias, secundarias y terciarias.

Solución

Analizando las proposiciones dadas tenemos.

I. Correcta

   Los nitrilos al hidrolizarse producen ácidos carboxílicos por lo cual son considerados derivados de estos ácidos.

II. Correcta

   La estructura del grupo ciano es -C≡N. El carbono por tener un enlace triple tiene dos orbitales híbridos sp.

III. Correcta

   Los nitrilos son compuestos tóxicos debido al grupo funcional por lo cual se usan para fabricar plaguicidas, insecticidas, funguicidas, etc.

IV. Incorrecta

   Los nitrilos no se clasifican como primarios, secundarios, etc.